



المنظمة العربية للتربية والثقافة والعلوم
إدارة العلوم والبحث العلمي

دراسة كيميائية تحليلية

مفصلة لعناصر الجدول الدوري

الأستاذ الدكتور حسن بوزيان
(أستاذ بقسم الكيمياء بالمدرسة العليا للأساتذة - الجزائر)

الجزء 2
(Z>50)

أبريل 2017

تتقدم المنظمة العربية للتربية والثقافة والعلوم (ألكسو) بجزيل شكرها
وامتنانها للأستاذ الدكتور حسن بوزيان، على تنازله عن حقوقه الفكرية
للمنظمة ومنحها فرصة الإشراف على إصدار هذا الكتاب، وتثمن عالياً
ما بذله من جهد مقدّر في تأليفه لهذا المرجع العلمي القيم، الذي حفّزها
على طبعته وإتاحته مجاناً للطلبة والباحثين وأعضاء هيئة التدريس
العرب للاستفادة منه والاسترشاد به.

بوزيان، حسن

دراسة كيميائية تحليلية مفصلة لعناصر الجدول الدوري / حسن بوزيان . - تونس : المنظمة
العربية للتربية والثقافة والعلوم. إدارة العلوم والبحث العلمي، 2017. . مج. 2 (280 ص)

ISBN: 978-9973-15-379-1

ع/003/03/2017



المنظمة العربية للتربية والثقافة والعلوم
إدارة العلوم والبحث العلمي

المراجعة العلمية

د. محمد المعاوي

المراجعة اللغوية

د. الحبيب النصراوي

تصميم الغلاف

أ. طارق الدريدي

تمثل العلوم الأساسية أولى حلقات منظومة الإبداع، بل أهمها، باعتبارها الأساس الذي تُبنى عليه وتستند إليه حركة البحث العلمي، وما ينتج عنها من معارف وتطبيقات. من هذا المنطلق، عملت المنظمة العربية للتربية والثقافة والعلوم (ألكسو) على إصدار العديد من الاستراتيجيات والخطط الهادفة إلى تطوير المنظومات المرتبطة بالإبداع العلمي، وإلى شحذ إمكانات المجتمع العربي نحو الأفضل، وبذلت مجهودات كبيرة من أجل تقديم تصوّرات لتطوير أساليب تدريس العلوم بالوطن العربي، وساهمت من خلال الاستفادة بخبرات عربية وعالمية في إعادة رسم السياسة العلمية ببعض الدول العربية التي طلبت الاستعانة والدعم من المنظمة.

ولا شكّ أنّ حرص المنظمة، التي تسعى منذ نشأتها - لتشجيع العلماء العرب المقيمين داخل الوطن العربي وخارجه على الكتابة باللغة العربية، سعياً منها لنشر وتوسيع قاعدة استخدام اللغة العربية في تدريس العلوم، ولإغناء المكتبات العربية بالكتب والمراجع العلمية العربية التي تفتقر إليه، انطلاقاً من أنّ اللغة ليست مجرد أداة للتواصل بين الأفراد، بل هي وعاء للفكر في مجتمع المعرفة، وأداة للحفاظ على الهوية، ومن الركائز التي تقوم عليها نهضة الأمم في العالم الحديث، وكـلّما أتقنها أفراد المجتمع، ازداد العطاء والإبداع في التربية والثقافة والعلوم.

ومنذ انطلاق مشروع النهوض باللغة العربية في العام 2009، عملت المنظمة -باعتبارها بيت خبرة عربي- على بذل المزيد من العناية والاهتمام بتأليف وتحرير وترجمة الكتب العلمية القيّمة إلى اللغة العربية، وهي مستمرة في إصدار الدراسات والكتب العلمية باللغة العربية هادفة إلى إحداث نقلة نوعية، لا سيّما في مجالاتها التربوية والثقافية والعلمية. ويعدّ كتاب "دراسة كيميائية تحليلية مفصلة لعناصر الجدول الدوري"، للمؤلف الجزائري القدير الدكتور حسين بوزيان إنجازاً هاماً وخطة متقدّمة على هذا الدرب باعتباره مرجعاً علمياً في هذا التخصص الدقيق. والغاية من طباعة هذا الكتاب، وغيره من الكتب القيّمة، هي إغناء مكتبتنا العربية بما تحتاجه من معارف وعلوم متطوّرة، وتقديمها للأجيال الصاعدة من طلبة وباحثين

ومتخصّصين ومهتمّين باللغة العربية، للاطلاع والاستفادة منه، وتسهيل عملية الوصول إلى المادة العلمية المجمّعة بشكل دقيق ومنهجي.

وأنتدّم بجزيل الشكر والامتنان لمؤلّف هذا الكتاب، على الجهود القيّمة التي بذلها في تجميع مادته العلمية، ويشرف المنظمة العربية للتربية والثقافة والعلوم أن تبادر بتصدير هذا الكتاب العلمي الهام -في جزئيه-لقرائها في نسخة ورقية وأخرى إلكترونية، متطلّعا لأن تكون مادته العلمية إضافة مفيدة لهذا التخصص الدقيق، وخطوة لنقل المعرفة وتوطينها والاستفادة منها.

الدكتور عبدالله حمد محارب

المدير العام

تُعتبر العلوم أساس تقدّم المجتمعات ورقّيتها في مختلف المجالات الاقتصادية والاجتماعية والثقافية، ولا يخفى على أحد أهمية اللغة الأم في فهم واستيعاب العلوم بكل فروعها. وخبر مثال على ذلك التقدّم الذي أحرزته العديد من الدول التي تقوم بترجمة الأبحاث العلمية بعد فترة وجيزة من صدورها ونشرها وتدرسيها بلغاتها المحلية، مثل اليابان والصين وألمانيا وكوريا الجنوبية، وغيرها. ولم تنعزل هذه الدول عن التقدّم العلمي الذي يجري في العالم، خاصة وأن أسس وقواعد العلوم الأساسية والرياضيات ثابتة لا تتغير.

وفي ظل الجهود التي تبذلها المنظمة العربية للتربية والثقافة والعلوم (الألكسو) للنهوض باللغة العربية للتوجه نحو مجتمع المعرفة، وذلك من خلال ترجمتها للعديد من الكتب والمراجع العلمية الهامة، إيماناً منها بأنّ تدريس العلوم باللغة العربية سيؤدي -مؤكدًا- إلى زيادة الاستيعاب للمفاهيم العلمية، وإزالة الالتباس بين المفاهيم المختلفة، وتحسين التحصيل العلمي، ونقل المعرفة وتوطينها، كما أنه سيوفّر الوقت والجهد لدى الطلبة والباحثين العرب.

وفي إطار حرص الألكسو على التعاون مع المتخصصين العرب في مختلف المجالات العلمية، وتشجيعهم على الكتابة والترجمة العلمية للغة العربية، فقد تواصلت مع الأستاذ الجزائري القدير الدكتور حسن بوزيان، أستاذ بقسم الكيمياء بالمدرسة العليا للأساتذة بالجزائر، الذي وافق مشكوراً على إعطاءها الإذن في نشر كتابه الموسوم بـ "دراسة كيميائية تحليلية مفصلة لعناصر الجدول الدوري"، والذي يهدف إلى التعريف بالجدول الدوري للعناصر الكيميائية (جدول مندليف)، وترتيبها بالاعتماد على سلوكها الدوري حسب تزايد كتلتها.

وسيمكّن هذا الكتاب الطالب والباحث العربي من التعرف على العناصر الكيميائية وخصائصها بصيغة جديدة، حيث يجمع -في جزئيه- كل العناصر الكيميائية، ويقدمها حسب تصنيفها الطبيعي. كما أفرد لكل عنصر باباً يبرز فيه خصائصه الفيزيائية من حيث: تاريخ وظروف استكشافه، وكيفية تحضيره، وأهم تفاعلاته، وميادين استعماله، وتأثيراته على البيئة والكائنات الحية. ولعلّ ميدان الاستعمال والخصائص البيولوجية للمواد الكيميائية التي قلّ ما

نهتم بالبحث عنها والتوقف عندها، في حين أنها بالغة الأهمية وهي تتطور كل يوم، هي ما يميّز هذا الكتاب عن غيره.

ويُسعد المنظمة العربية للتربية والثقافة والعلوم أن تقدّم هذا الكتاب العلمي -في نسخة ورقية وأخرى إلكترونية- للطلبة والباحثين والمتخصّصين والمهتمّين العرب بهذا المجال، وإتاحته مجاناً للاطلاع على محتواه العلمي بصورة متكاملة، للاستفادة منه.

وللاطلاع على النسخة الإلكترونية من الكتاب، بإمكانكم زيارة الموقع الإلكتروني التالي:

<http://www.alecso.org/site/sectors/sciences.html>

الأستاذ الدكتور أبو القاسم حسن البدري

مدير إدارة العلوم والبحث العلمي

الفهرس

13	مقدمة الكتاب
15	1 - عنصر الأنتيموان $^{122}_{51}Sb$
23	2 - عنصر التلوريوم $^{128}_{52}Te$
29	3 - عنصر اليود $^{127}_{53}I$
37	4 - عنصر الكزينون $^{131}_{54}Xe$
43	5 - عنصر السيزيوم $^{133}_{55}Cs$
49	6 - عنصر الباريوم $^{137}_{56}Ba$
57	7 - عنصر اللانثانيوم $^{139}_{57}La$
61	8 - عنصر السيريوم $^{140}_{58}Ce$
67	9 - عنصر البراسيوديوميوم $^{140}_{59}Pr$
73	10 - عنصر البرومثيوم $^{147}_{61}Pm$
77	11 - عنصر الساماريوم $^{150}_{62}Sm$
83	12 - عنصر اليوربيوم $^{152}_{63}Eu$
87	13 - عنصر التيريوم $^{159}_{65}Tb$
93	14 - عنصر الديسبريسيوم $^{162}_{66}Dy$
99	15 - عنصر الهولميوم $^{165}_{67}Ho$

105	$^{167}_{68}Er$	16 - عنصر الإربيوم
111	$^{168}_{69}Tm$	17 - عنصر الثوليوم
115	$^{173}_{70}Yb$	18 - عنصر اليتيربيوم
119	$^{175}_{71}Lu$	19 - عنصر اللوتيتيوم
125	$^{178}_{72}Hf$	20 - عنصر الهافنيوم
129	$^{181}_{73}Ta$	21 - عنصر التنتالوم
133	$^{184}_{74}W$	22 - عنصر التنغستن
139	$^{186}_{75}Re$	23 - عنصر الرينيوم
145	$^{190}_{76}Os$	24 - عنصر الأوسميوم
149	$^{129}_{77}Ir$	25 - عنصر الإيريديوم
155	$^{195}_{78}Pt$	26 - عنصر البلاتين
161	$^{197}_{79}Au$	27 - عنصر الذهب
167	$^{201}_{80}Hg$	28 - عنصر الزئبق
173	$^{201}_{81}Tl$	29 - عنصر التاليوم
177	$^{207}_{82}Pb$	30 - عنصر الرصاص
185	$^{209}_{83}Bi$	31 - عنصر البزموت
193	$^{210}_{84}Po$	32 - عنصر البولونيوم
195	$^{222}_{85}Rn$	33 - عنصر الرادون

199	$^{210}_{85}At$	34 – عنصر الأستاتين
203	$^{226}_{88}Ra$	35 – عنصر الراديوم
209	$^{232}_{90}Th$	36 – عنصر الثوريوم
215	$^{231}_{91}Pa$	37 – عنصر البروتكتينيوم
220	$^{238}_{92}U$	38 – عنصر اليورانيوم
230	$^{237}_{93}Np$	39 – عنصر النبتونيوم
234	$^{242}_{94}Pu$	40 – عنصر البلوتونيوم
238	$^{243}_{95}Am$	41 – عنصر الأمريكيوم
243	$^{247}_{96}Cm$	42 – عنصر الكوريوم
247		الملحق 1: فروع الكيمياء
249		الملحق 2: البنية الإلكترونية للعناصر
253		الملحق 3: اكتشاف العناصر
261		الملحق 4: الفائزون بجائزة نوبل في الكيمياء في القرن العشرين
273		المراجع

مقدمة الكتاب

الحمد لله رب العالمين... وبه نستعين.

أما بعد،

يعتبر جدول التصنيف الدوري للعناصر أحد الأعمدة الأساسية التي تقوم عليها الكيمياء. فلولاها لكانت دراسة العناصر الكيميائية عملية مضيئة، تعتبر دراسته وسيلة هامة لفهم الكيمياء وزيادة الاهتمام بتدريسها.

يدل مفهوم "الدورية" على تكرار أنماط من الخصائص الكيميائية والفيزيائية بعد فترات منتظمة ومحددة. وقد تمكن الطلبة الذين يدرسون علم الكيمياء من تعلم ومعرفة خصائص 115 عنصرا مكتشفا حتى الآن، من خلال ما يقدمه هذا المفهوم من تيسير وتسهيل لفهم تلك الخصائص. وكان يكفيهم لذلك معرفة خصائص عدد محدود جدا من العناصر النموذجية والتعرف من خلالها على خصائص العناصر الأخرى التي تنتظم معها في مجموعات، لأنه لعناصر المجموعة الواحدة خصائص كيميائية متماثلة.

تعود بدايات قصة وضع تصنيف للعناصر في نظام دوري، إلى ما قبل حوالي 200 سنة، وقد شهد الجدول الدوري خلال مساره الطويل الكثير من الجدل، وأدخل عليه الكثير من عمليات التعديل والتبديل ليتلاءم مع تطور العلم واكتشاف عناصر جديدة.

لقد نشر العالم الروسي "مندلييف" سنة 1869م نتائج أبحاثه التي ضمنها جدولته الدوري، ثم واصل أبحاثه ونشر سنة 1871م صيغة الجدول الدوري، وجاء اكتشاف النظام الدوري لترتيب العناصر تنويجا للعديد من التطورات العلمية. على الرغم من أن المؤرخين يرون أن المولد الرسمي للجدول الدوري كان في 17-02-1869م على يد "مندلييف" حين وضع جدولته الأول من بين عدة جداول له في هذا المجال. لقد شمل ذلك الجدول 63 عنصرا كانت معروفة حينذاك، مرتبة بدلالة تزايد أوزانها الذرية، وتركزت فيه مواقع خالية لعناصر لم تكن معروفة في ذلك الوقت، وتنبأ "مندلييف" بأنها ستكتشف لاحقا، وحدد أوزانها الذرية التقريبية.

وقد كان تنبؤ مندلييف عن وجود خواص ستة من العناصر التي لم تكن معروفة آنذاك من أروع ما حققه القانون الدوري. فقد احتوى ذلك التصنيف على كثير من الأماكن الخالية، ثم اكتشفت العناصر التي كان يجب أن تكون في الطبيعة أو اصطنعت بعد ذلك.

وقد بلغت جراءة "مندليف" حدًا فيه أخذ يتنبأ بصفات هذه العناصر مستندا إلى صفات ما يجاورها حيث إنّ خواص العنصر يمكن التنبؤ بها من معرفة موقعه في جدول التصنيف الدوري للعناصر. فأخذ يتكلم عن صفات ما أسماه "إيكا بور" و "إيكا ألومنيوم" و "إيكا منغنيز"، وهي العناصر التي عرفت فيها باسم السكندريوم والغالسيوم والتكنيسيوم. ويشكل إيكا سيليسيوم، الذي عرف فيها بعد باسم الجرمانيوم والذي اكتشفه العالم الألماني "فينكلر" سنة 1886م، المثال التقليدي للعناصر التي تنبأ "مندليف" بخواصها.

يتناول هذا الكتاب دراسة مفصلة لإثنين وأربعين عنصراً من عناصر الجدول الدوري والتي أعدادها الذرية من 1 إلى 42. وكان السبب وراء اختيار هذا الموضوع هو محاولة تقديم دراسة شاملة عن كل عنصر وذلك لنقص المراجع التي تتحدث عن العناصر الكيميائية.

هذا الكتاب يُعطي للطالب فكرة شاملة عن العناصر الكيميائية، وهو يحتوي على المعلومات الخاصة لكل عنصر على حدة، من الخواص العامة للعنصر، واكتشافه، ووجوده في الطبيعة، وطرق استحصاله، وخواصه الكيميائية، ومجالات استخدامه، وتأثيره على البيئة وصحة الإنسان.

في الختام يسرّني أن أتوجه بخالص الشكر والعرفان إلى الأستاذتين الكريمتين سعاد تنبيرت ووهيبة حكّوم لمساعدتي في إنجاز هذا الكتاب من خلال مذكرة التخرج التي أنجزتها عندما كانتا طالبتين بالمدرسة العليا للأساتذة تحت إشرافي بعنوان: «دراسة مفصلة لعناصر الجدول الدوري ($Z > 50$)».

إن الوصول إلى الكمال أمر مستحيل، ومن طبيعة الإنسان أن يشوب عمله النقص دائماً، لكن أرجو أن أكون قد وفيت الموضوع حقه، وساهمت ببعض الجهد في بناء جيل واع مؤمن بلغته ووطنه، وأملّي كبير في ألا يبخل علينا أحد في إبداء أية ملاحظة أو تصويب.

والله ولي التوفيق

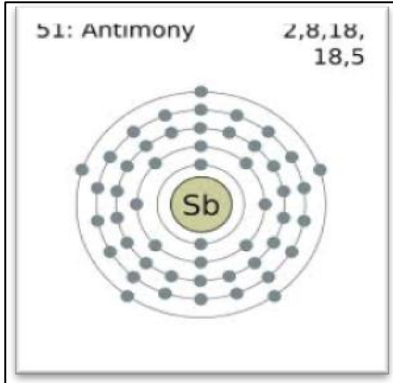
الأستاذ حسن بوزيان
قسم الكيمياء
المدرسة العليا للأساتذة-القبة-الجزائر

الجزائر في 01 نوفمبر 2012

$^{122}_{51}\text{Sb}$

1 - عنصر الأنتيموان

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر الأنتيموان

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	51
العدد الكتلي (A)	122
الوزن الذري الغرامي (g)	121,75
نصف القطر الذري (A°)	1,59
الكثلة الحجمية (g/cm^3)	6,62
درجة الانصهار ($^\circ\text{C}$)	5 ، 630
درجة الغليان ($^\circ\text{C}$)	1380
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	834 ، 0
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	-
الكهروسلبية	2,5
الناقلية الكهربائية ($\mu \Omega$) ⁻¹	026 ، 0

1 - ما هو الأنتموان؟

الأنتموان أو الإثمّد عنصر من العناصر المتوسطة بين الفلزّات واللافلزّات، تغلب عليه الصفة المعدنية، يوجد في الطبيعة على شكل نظيرين كتلتاهما الذريتان 121 (57.25%) و 123 (42.75%).

يعرف للأنتموان عدة أشكال متغايرة، أحد هذه الأشكال هو الشكل الفلزي القصيف المائل إلى الزرقة، ذو البريق المعدني يدعى بالأنتموان الفضي، أما الآخر فيدعى الأنتموان الأصفر، وهو غير ثابت إلا تحت درجة حرارة - 90°.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

عرف الأنتموان منذ القدم، فقد كانت العرب وقبائل آسيا البدوية تستعمل حجر الإثمّد (حجر الكحل) لمدّاة الجروح وكحلا للعيون، وحجر الكحل هو مركب كبريت الأنتموان سريع التفتت ولفئاته بريق ولمعان.

استخرج الرومان الأنتموان ولم يعرفوا استعماله وفوائده، كما عرفه الصينيون واليابانيون وغيرهم من الشعوب، وقد أشار "بريتلو" إلى أن العرب استعملوا الأنتموان في محاولاتهم لتحضير الذهب. ويعتقد أن أصل كلمة أنتيموان عربي (إثمّد أو أثمّد) اختلف اسمه من بلد إلى آخر، وأخيرا أطلقت عليه تسمية (ستيبيوم Stibium) اليونانية من قبل العالم "بازيل فالانتان" في نهاية القرن الخامس عشر ومن هنا جاء رمزه (Sb)، ولا تتجاوز نسبة الأنتموان في الطبيعة $5 \cdot 10^{-5} \%$ وغالبا ما يوجد متّحدا بالكبريت Sb_2S_3 أو متّحدا مع الأكسجين Sb_2O_3 ، ويوجد أيضا في الجزائر وجنوب تركيا.

3 - طرق استحصاله

يحضّر الأنتموان بعدة طرق أهمها حرق السيتيبين في الهواء فيتحوّل إلى أكسيده الثلاثي الذي يرجع بالكربون أو الهيدروجين.

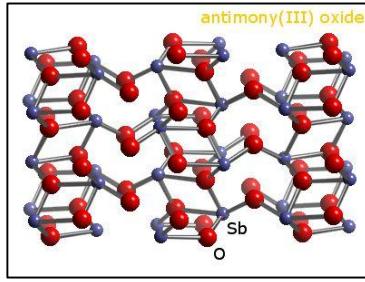
4 - الخواص الكيميائية للأنتموان

1.4 - تفاعلاته

1.1.4 - أكاسيده

أ - أكسيد الأنتموان الثلاثي Sb_2O_3

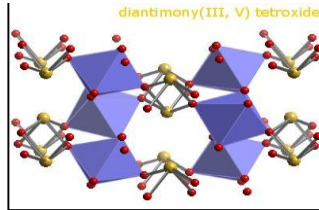
يحضّر الأنتموان بعدة طرق أهمها حرق السيتيبين في الهواء فيتحوّل إلى أكسيده الثلاثي الذي يرجع بالكربون أو الهيدروجين.



شكل (1.1): Sb_2O_3 بنية

ب - أكسيد الأنتموان الرباعي Sb_2O_5

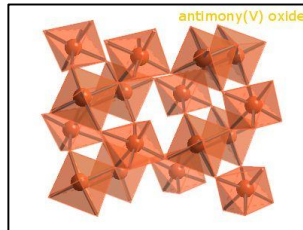
يتكون هذا الأكسيد بتسخين الأكسيد السابق في الهواء أو بأكسدة الأنتموان في حمض النتريك، وهو مسحوق لا لون له يتحول بالتسخين إلى اللون الأصفر.



شكل (2.1): Sb_2O_5 بنية

ج - أكسيد الأنتموان الخماسي Sb_2O_5

والذي يعرف باسم أكسيد الأنتمونيك ويتكون بتأثير حمض النتريك على الأكاسيد السابقة، وهو مسحوق أصفر اللون يكون عدة هيدرات مع الماء ومن أمثلتها حمض أورثو أنتيمونيك H_3SbO_4 وحمض ميثا أنتيمونيك $HSbO_4$.

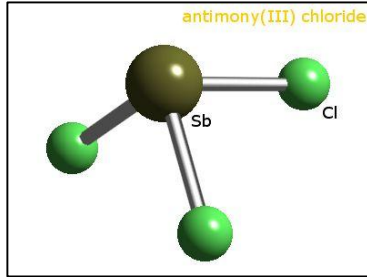


شكل (3.1) بنية Sb_2O_5

2.1.4 - هاليدات

أ - ثالث كلوريد الأنتيموان ($SbCl_3$) (زيدة الأنتيموان)

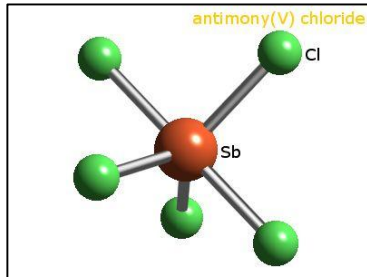
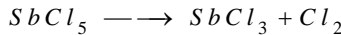
يحضر بتفاعل غاز الكلور مباشرة مع الفلز أو كبريتيد الأنتيموان، هو عبارة عن مركب متبلور ينصهر عند 73°م ويغلي عند 223°م، يذوب في كمية قليلة من الماء أو في حمض الهيدروكلوريك المخفف يتفاعل مع النشادر مكونا مركبا صيغته ($SbCl_3 \cdot NH_3$) ولكن هذا المركب ينحل بالتسخين.



شكل (4.1) بنية $SbCl_3$

ب - خامس كلوريد الأنتيموان ($SbCl_5$)

يحضر بتمرير غاز الكلور في ثالث كلوريد الأنتيموان، ويوجد في حالة سائلة في درجات الحرارة العادية ويتحول بالتبريد إلى بلورات تنصهر عند 4°م، ينحل خامس كلوريد الأنتيموان بفعل الحرارة إلى كل من الكلور وثالث كلوريد الأنتيموان وفق التفاعل التالي:



شكل (5.1) بنية $SbCl_5$

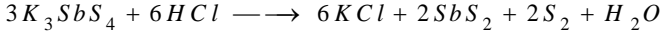
ج - رابع كلوريد الأنتيموان $SbCl_4$

وهو متوسط بين الكلوريدين السابقين فلا يعرف في حالته الحرة.

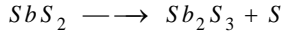
3.1.4 - كبريتات الأنتيموان

أ - ثنائي كبريتيد الأنتيموان SbS_2

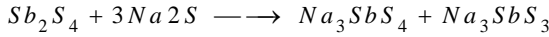
يحضر على هيئة راسب أصفر ضارب إلى الحمرة عند معاملة ثيو أنتيمونات بأحد الأحماض وفق التفاعل التالي:



ينحل ثنائي كبريتيد الأنتيموان بالحرارة إلى ثلاثي كبريتيد الأنتيموان والكبريت وفق التفاعل التالي:

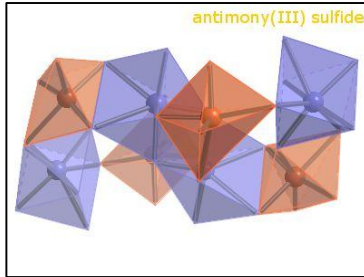
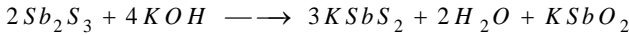


يذوب في الكبريتات القلوية مكونا خليطا من ثيو أنتيمونيت وثيو أنتيمونات وفق التفاعل التالي:



ب - ثلاثي كبريتيد الأنتيموان Sb_2S_3

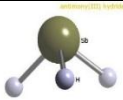

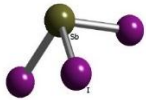
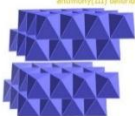
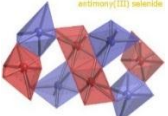
يتميز بلونه الأسود وبريقه الفلزي، ينصهر عند 550°م، يمكن تحضيره بتمرير غاز كبريتيد الهيدروجين في محلول ثالث كلوريد الأنتيموان وهو يترسب في هذه الحالة على هيئة راسب برتقالي اللون، لكن يتحول إلى اللون الأسود عند تسخينه إلى 200°م، ويذوب ثلاثي كبريتيد الأنتيموان في القلويات مكونا ثيو أنتيمونيت والميثا أنتيمونيت وفق التفاعلات التالية:



شكل (6.1) بنية Sb_2S_3

يذوب في الكبريتات القلوية مكونا ثيو أنتيمونات: $Sb_2S_3 + 3K_2S + S_2 \longrightarrow 2K_3SbS_4$

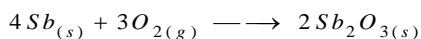
4 - مركبات أخرى

اسم المركب	بنية البلورية
	ثلاثي هيدريد الأنتيموان SbH_3
	ثلاثي فلوريد الأنتيموان SbF_3
	ثلاثي يوديد الأنتيموان SbI_3
	ثلاثي تيلوريد الأنتيموان $SbTe_3$
	ثلاثي سيلينيد الأنتيموان $SbSe_3$

2.4 - تفاعلاته

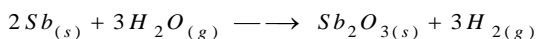
1.2.4 - تفاعله مع الهواء

عند التسخين، يتفاعل الأنتيموان مع الهواء ليعطي ثالث أكسيد الأنتيموان مع انطلاق شعلة مزرقّة وفق التفاعل التالي:



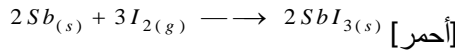
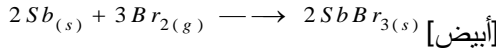
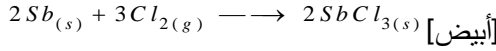
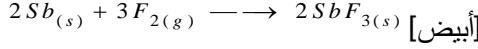
2.2.4 - تفاعله مع الماء

في درجة الحرارة المرتفعة يتفاعل الأنتيموان مع الماء لتشكل ثالث أكسيد الأنتيموان وفق التفاعل التالي:



3.2.4 - تفاعله مع الهالوجينات

يتفاعل الأنتيموان في الشروط النظامية مع الفلور، الكلور، البروم، اليود ليشكّل على التوالي: ثالث كلوريد الأنتيموان، ثالث فلوريد الأنتيموان، ثالث بروميد الأنتيموان، ثالث يوديد الأنتيموان، وفق التفاعلات التالية:



4.2.4 - تفاعله مع الأحماض

الأنتموان ينحل في محاليل ساخنة ومركزة من حمض الكبريتيك أو حمض النتريتيك لإعطاء محاليل بها شوارد Sb^{3+} .

5.2.4 - تفاعله مع الهيدروجين

يتكون مركب الإستبين SbH_3 بتأثير الهيدروجين على سطح الأنتيموان، وهو راسب في درجات الحرارة العادية ولا لون له، سريع الإنحلال بتأثير الحرارة، يتحول إلى سائل بالتبريد، ويغلي عند 17°C ، شديد السمية يحترق في الهواء مكونا سحب بيضاء من أكاسيد الأنتيموان.

5 - مجال استخدام الأنتيموان

لا بد أن كلا منا قد لمس بيده مركبات الأنتيموان أكثر من مرة، فالسطح الجانبي من علبه الثقاب مغطى بمزيج يحتوي إلى جانب الفوسفور الأحمر على كبريتيد الأنتيموان وهو الذي يكسبه اللون البني الداكن.

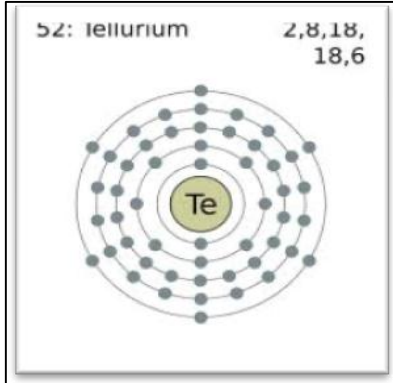
أ. تستخدم بعض مركبات الأنتيموان في زيادة صلابة الحديد والصلب، وفي صناعة أنصاف نواقل ممتازة، وأيضا في صناعة الأصبغة. سبائك الأنتيموان والقصدير تستعمل في صناعة حروف الطباعة كي تكسب مقاومة جيدة للتلف وهذا مهم جدا في الطباعة، لأن الأحرف تستعمل عشرات الآلاف من المرات.

ب. سبائك الأنتيموان والرصاص تدخل في صناعة الأجهزة والأدوات الكيميائية وإنتاج الأنابيب التي تنقل الأحماض القلوية وغيرها من السوائل العدوانية، كما تصنع منها الأغلفة التي تلف الأسلاك الكهربائية وأسلاك البرق والهاتف.

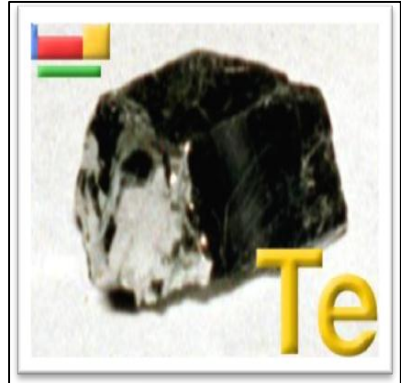
- ت. يضاف أكسيد الأنتيموان إلى الأقمشة (ستائر المسارح والمؤسسات العامة وقماش الخيم) لجعلها تصمد أمام النيران.
- ث. تستخدم مركبات الأنتيموان أيضا في حالات التهاب الرئة والتهاب الكبد، كما تفيد في مكافحة أمراض عديدة خاصة في المدن التي تكون فيها درجة الحرارة مرتفعة جدا.

2 - عنصر التلوريوم $^{128}_{52}Te$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر التلوريوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	52
العدد الكتلي (A)	128
الوزن الذري الغرامي (g)	127,6
نصف القطر الذري (A°)	1,6
الكثافة الحجمية (g/cm³)	6,24
درجة الانصهار (C°)	5,449
درجة الغليان (C°)	8,989
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	869,0
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	2,2
الكهروسلبية	2,1
الناقلية الكهربائية $(\mu \Omega)^{-1}$	10^{-6}

1 - ما هو التلوريوم؟

التلوريوم فلز هش فضي أبيض يشبه القصدير ، مرتبط كيميائيًا بالسليسيوم والكبريت ، يستخدم أساسًا في صناعة السبائك ويستخدم كشبه موصل.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف عنصر التلوريوم عام 1782م الكيميائي النمساوي فرانز مولر فون راخنشتاين (رومانيا). أصل الاسم مشتق من الكلمة اللاتينية tellus ومعناها الأرض. ويمكن الحصول على عنصر التلوريوم النقي عادة كنتاج ثانوي من تنقية النحاس. وغالبًا ما يوجد هذا العنصر في الطبيعة متحدًا مع فلزات كالنحاس والذهب والرصاص والزنك والفضة.

3 - طرق استحصاله

يفصل التلوريوم من خامات البزموت وهي تلوريد البزموت Bi_2Te_3 بمعاملتها بكاربونات الصوديوم لتحويله إلى تلوريد الصوديوم NaTe الذي ينفصل منه التلوريوم، عند تركه في الهواء على هيئة مسحوق رمادي اللون.

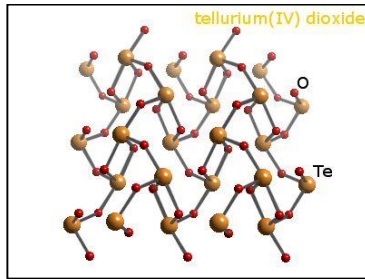
4 - الخواص الكيميائية للتلوريوم

رغم أن خواص التلوريوم الفيزيائية تشبه فلز الزنك فإن خواصه الكيميائية تشبه خواص اللافلزات مثل الزرنيخ.

1.4 - مركباته

1.1.4 - أكاسيده

عند أكسدة التلوريوم بحمض النتريك يتشكل لنا ثنائي أكسيد التلوريوم TeO_2 ، الذي يكون على هيئة بلورات لا لون لها وهو شحيح الذوبان في الماء ولا يكون معه محلولاً حمضياً.

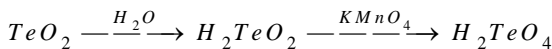


(شكل 1.2) بنية TeO_2

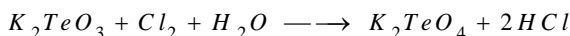
يمكن تحضير بعض الأحماض من هذا الأكسيد مثل حمض التلوريوم ذو درجة الأكسدة

H_2TeO_3 (+4) بتخفيف محلول التلوريوم في حمض النتريك ويمكن أكسدة هذا الحمض إلى

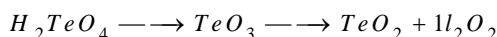
حمض التلوريك H_2TeO_3 بواسطة برمنغنات البوتاسيوم.



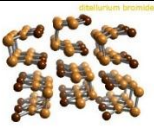
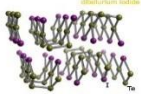
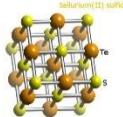
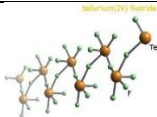
يمكن الحصول على أملاح التلورات بصهر التلوريوم مع كربونات الصوديوم ونترات الصوديوم والبوتاسيوم، وأيضاً بأكسدة تلوريت البوتاسيوم مثلاً بغاز الكلور.



عند احتراق التلوريك يتحول إلى ثالث أكسيد التلوريوم TeO_3 الذي قد ينحل بعد ذلك إلى ثاني أكسيد التلوريوم والأكسجين.



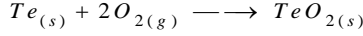
2.1.4 - مركبات أخرى

بنية البلورية	اسم المركب
	بروميد ثنائي تلوريوم Te_2Br
	يوديد ثنائي تلوريوم Te_2I
	كبريتيد التلوريوم TeS
	رباعي فلوريد التلوريوم TeF_4

2.4 - تفاعلاته

1.2.4 - تفاعله مع الهواء

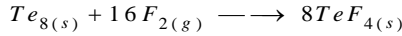
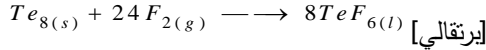
يشتمل التلوريوم في الهواء مكونًا ثنائي أكسيد التلوريوم TeO_2 وفق التفاعل التالي:



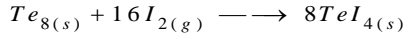
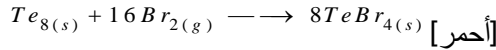
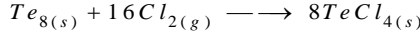
ويتكون هذا الأكسيد أيضًا بأكسدة التلوريوم بحمض النتريك على هيئة بلورات لا لون لها، وهو شحيح الذوبان في الماء ولا يكون معه محلولًا حمضيًا.

2.2.4 - تفاعله مع الهالوجينات

يتم الاتحاد بالهالوجينات مباشرة، فيكون مع الفلور رباعي وسداسي فلوريد التلوريوم TeF_4 ، TeF_6 وفق التفاعلات التالية:

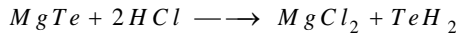


ويكون مع الكلور، البروم واليود على التوالي رباعي كلوريد التلوريوم، رباعي بروميد التلوريوم ورباعي يوديد التلوريوم وفق التفاعلات التالية:



3.2.4 - تفاعله مع الهيدروجين

ينتج تلوريد الهيدروجين عند تفاعل حمض الهيدروكلوريك مع تلوريد المغنيزيوم.



وتلوريد الهيدروجين سائل عند درجة 0°م، ويتحول إلى مادة صلبة عند 40°م، وهو غاز في درجات الحرارة العادية ويتفكك في وجود الضوء أو في الهواء الرطب ويترسب منه التلوريوم.

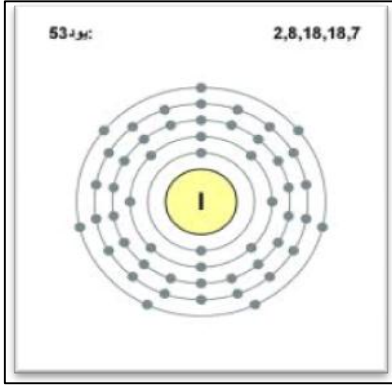
5 - مجال استخدام عنصر التلوريوم

ظل التلوريوم أمدا طويلا ليس له سوى تطبيقات محدودة، فهو يستعمل أساسا في تحسين خواص الكبلات المغلفة بالرصاص، فقليل من التلوريوم (أقل من 0%، 1) يكفي لزيادة مقاومة الرصاص فيزيائيا وكيميائيا.

ثم أصبح هذا العنصر فجأة مهما لسبب خاص يعود إلى الدور الذي يريد الفيزيائيون أن يحملوه إياه، فلقد اكتشفوا أن بعض مركبات التلوريوم هي أنصاف نواقل ذات طبيعة خاصة يمكن استعمالها لكشف الإشعاع تحت الأحمر، وخاصة من أجل تحويل الحرارة مباشرة إلى كهرباء.

3 - عنصر اليود $^{127}_{53}I$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر اليود

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	53
العدد الكتلي (A)	126
الوزن الذري الغرامي (g)	126,904
نصف القطر الذري (A°)	-
الكثافة الحجمية (g/cm³)	4,94
درجة الانصهار (C°)	935
درجة الغليان (C°)	3127
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	1,008
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	1,47
الكهروسلبية	2,66
النقلية الكهربائية $(\mu \Omega)^{-1}$	0,015

1 - ما هو اليود؟

اليود فلز مبلور في درجة الحرارة العادية، سهل التسامي ويعطي عند تساميه غازا بنفسجيا، يذوب اليود في ثاني كبريتيد الكربون، وفي الكلوروفورم مكونا محاليل بنفسجية اللون.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف اليود عام 1811م من قبل العالم "كورتوا" عندما سخن مستخلصات الأعشاب البحرية من حمض الكبريتيك، ولاحظ ظهور أبخرة بنفسجية اللون تحولت عند تبريدها إلى مادة سوداء اللون أطلق عليها اسم اليود من الكلمة اليونانية "يودين" والتي تعني اللون البنفسجي.

يعتبر اليود من العناصر النادرة في الطبيعة حيث تبلغ نسبته في القشرة الأرضية 0،3 غرام في الطن، يوجد في مياه البحر والطحالب البحرية كما يوجد مختلطا بالأملاح مثل: نترات الصوديوم الطبيعية على شكل يودات أو يوديد تشيلي.

ويوجد اليود في الأسماك ونذكر منها: التونة، الرنجة، السردين، السلمون، بلح البحر، الكركند، الأخطبوط والطحالب بالإضافة إلى الأعشاب البحرية مثل الأعشاب الحمراء.

كما يوجد في الفواكه مثل: الأناناس، المشمش، والخضروات مثل: الخس، الفاصوليا، اللفت والجرجير، ويوجد أيضا في حليب الأم، الجبن، الزبادي والبيض.

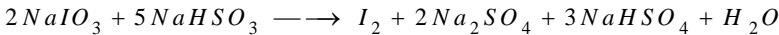
3 - طرق استحصاله

1.3 - من الأعشاب البحرية

يحتوي الرماد الناتج عن حرق الأعشاب البحرية على نحو 1% تقريبا من اليود، يوضع الرماد في الماء فتفصل منه بلورات الأملاح مثل كبريتات البوتاسيوم وكلوريد البوتاسيوم، يعامل المحلول المركز بعد ذلك بحمض الكبريتيك ويقطر مع ثاني أكسيد المنغنيز وتستقبل أبخرة اليود المتصاعدة في مكثفات.

2.3 - من نترات شيلي

يوجد في المحاليل المركزة الناتجة من إذابة نترات شيلي (نترات الصوديوم) على هيئة يودات الصوديوم بنسبة تصل لنحو 0،3%، يستخلص اليود عن طريق اختزاله بمركب كبريتيد الصوديوم وفق التفاعل التالي:



وينقى اليود الناتج من العمليات السابقة بالتسامي مع إضافة قدر صغير جدا من يوديد الصوديوم للتخلص من الهالوجينات الأخرى إن وجدت، وعادة ما تتسامى مع أبخرة اليود المحضرة من الأعشاب

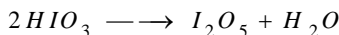
البحرية بلورات لا لون لها من سيانيد اليود ICN السامة التي تتصاعد قبل أبخرة اليود، ولذلك يجب التخلص منها.

4 - الخواص الكيميائية لليود

1.4 - مركباته

1.1.4 - أكاسيده

يشكل اليود مع الأكسجين عدة أكاسيد أهمها أكسيد اليود الخماسي I_2O_5 الذي يحضر بإزالة الماء من حمض اليود ذي درجة أكسدة (+5) بالتسخين في الدرجة 200°م وفق التفاعل التالي:



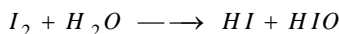
I_2O_5 مادة صلبة بيضاء اللون وتنفكك إلى عناصرها ابتداء من درجة الحرارة 300°م ويتفاعل مع الماء مشكلا حمض اليود، ولذا يعتبر مؤكسدا قويا يتفاعل مع أكسيد الكربون وفق التفاعل التالي:



2.1.4 - أحماضه الأكسجينية وأملاحه

أ - حمض اليود ذو درجة أكسدة (+1) HIO

لا يعرف هذا الحمض إلا في محاليله وهو حمض ضعيف ($K = 10^{-14}$)، إلا أن له خواص مؤكسدة قوية ويحضر بتفاعل اليود مع الماء.



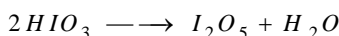
يمكن ترسيب الأيون I^- بترسيب أيون الزئبق وفق التفاعل التالي:



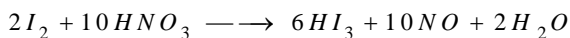
ب - حمض اليود ذو درجة أكسدة (+5) HIO_3

هذا الحمض جسم صلب بلوري أبيض اللون وسهل الانحلال في الماء (30 غرام في 100 غرام من الماء بالدرجة 16°م)، يتحول حمض اليود إلى الأكسيد I_2O_5 بالدرجة 230°م ولهذا يعتبر هذا

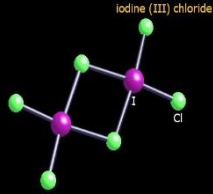
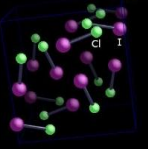
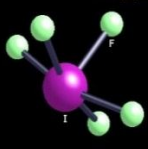
الأكسيد بلا ماء الحمض HIO_3 وهو يتفكك بدرجة حرارة 275°م.



إن حمض اليود (+5) حمض قوي له خواص مؤكسدة، ويحضر بأكسدة اليود بحمض النتروجين (+5) المركز والساخن أو بعامل مؤكسد قوي آخر كالأوزون أو الماء الأكسجيني.



3.1.4 - مركبات أخرى

بنية البلورية	اسم المركب
	هكسا كلوريد اليود $[ICl_3]_2$
	كلوريد اليود ICl
	خماسي فلوريد اليود IF_5

2.4 - تفاعلاته

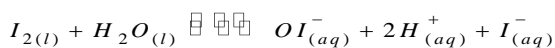
1.2.4 - تفاعله مع الهواء

لا يتفاعل اليود لا مع الأكسجين ولا مع الآزوت ولكنه يتفاعل مع الأوزون لتشكل مركب غير

مستقر من I_4O_9 والذي يكون بالشكل $I(IO_3)_3$.

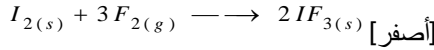
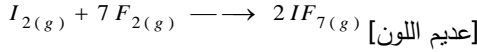
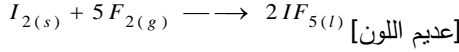
2.2.4 - تفاعله مع الماء

يتفاعل اليود مع الماء لتكوين محاليل بها شوارد IO^- وفق التفاعل التالي:

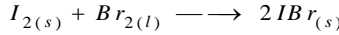


3.2.4 - تفاعله مع الهالوجينات

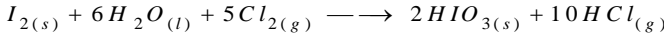
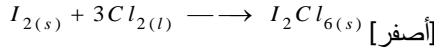
يتفاعل اليود مع الفلور F_2 في درجة حرارة الغرفة، لتشكيل بنتافلوريد اليود، وفي درجة الحرارة 250°م يتفاعل معه لتشكيل هبتافلوريد اليود، وفي درجة حرارة -45°م يتفاعل معه كذلك لتكوين ثلاثي فلوريد اليود، وفق التفاعلات التالية:



كما يمكن لليود أن يتفاعل مع البور لتكوين مركب صلب غير مستقر (انتر هالوجين) وفق التفاعل التالي:

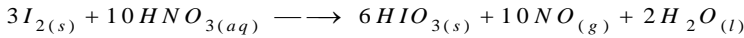


كما يتفاعل اليود مع الكلور في درجة الحرارة -80°م لتكوين I_2Cl_6 ، ويتفاعل معه أيضا في وجود الماء لتكوين حمض اليود، وفق التفاعلات التالية:



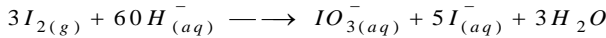
4.2.4 - تفاعله مع الأحماض

يتفاعل اليود مع الأحماض لتكوين حمض اليود الذي يتبلور بالتبريد، وفق التفاعل التالي:



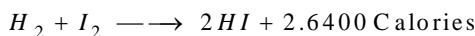
5.2.4 - تفاعله مع القواعد

يتفاعل اليود مع القواعد الساخنة وفق التفاعل التالي:



6.2.4 - تفاعله مع الهيدروجين

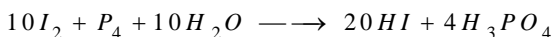
يتحد اليود مباشرة مع الهيدروجين، وذلك بخلط أبخرته مع غاز الهيدروجين وتمير الخليط في أنبوبة ساخنة، ولا يسري هذا التفاعل إلى نهايته، لكنه يصل إلى حالة اتزان تختلف باختلاف درجات الحرارة التي يجري عندها التفاعل.



كما يحضر يوديد الهيدروجين باختزال اليود بكبريتيد الهيدروجين.



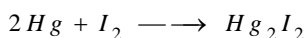
أو باختزال اليود بواسطة الفوسفور الأحمر بوجود الماء مع التسخين.



إن يوديد الهيدروجين لا لون له، يتحول إلى سائل كثيف تصل إلى 2، 2 غ/سم³، وعند تبريده إلى -36°م يتحول إلى مادة صلبة، يذوب في الماء مكونا حمض الهيدروكلوريك.

7.2.4 - تفاعله مع الفلزات

يتحد اليود مع الفلزات مباشرة نذكر منها الزئبق ليكون يود الزئبق Hg_2I_2 على هيئة قشور خضراء على سطح الزئبق وفق التفاعل التالي:



وفي وجود زيادة من اليود يتكون يود الزئبق ذو درجة أكسدة (+2) وهو أحمر اللون.

8.2.4 - تفاعله مع اللافلزات

يمكن لليود أن يعطي مركبات أحادية التكافؤ باتحاده مباشرة مع كل من الكلور، البروم، الفلور والفسفات.

5 - مجال استخدام اليود

أ. يلعب اليود دورا أساسيا في جسم الإنسان فهو يسهم في آلية أكسدة الخلايا على مستوى الكبد في إنتاج الكريات الحمراء.

ب. ينظم عملية النمو ووظيفة الأعصاب والعضلات وعملية تحويل الطاقة وتسريع عملية الاستقلاب.

ت. يساعد على حرق الدهون الزائدة.

ث. اليود عنصر بيولوجي فهو ضروري للغدة الدرقية التي يتعلق بها نمو الإنسان.

ج. يعتبر اليود معقما قويا، وهذا ما يفسر استعماله طبيا بدرجة أساسية مثل صبغة اليود المشهورة التي تعقم الجروح، وقد أشير قديما إلى استخدام اليود في مداواة السل، كما أن يود الرصاص مقاوم للأورام بالإضافة إلى هذا فقد أصبح لليود تطبيقات جديدة فالسيارات تجهز بمصابيح ذات بخار اليود، والتي تعطي نورا ساطعا يمكن من تمييز الحواجز تمييزا جيدا، ويستعمل يود الفضة منذ زمن طويل في التصوير.

6 - تأثير اليود على صحة الإنسان

أ. إن نقص اليود في جسم الإنسان يؤدي إلى:

- تضخم الغدة الدرقية ومن أعراضها: التعب، الإحباط، فقدان الذاكرة، الضعف، زيادة الوزن، الإمساك، العصبية، وسقوط الشعر وجفاف الجلد.

- التخلف العقلي نتيجة النمو العصبي غير الكاف (عند الأطفال)، موت الجنين أو تشوهات خلقية فيه عند الولادة، وهناك ارتباط وثيق بين نقص اليود وسرطان الثدي.

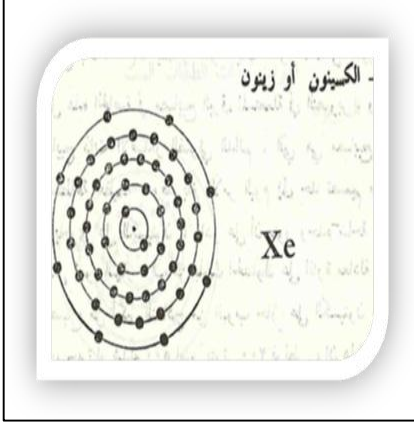
ب. إفراط في تناول اليود يؤدي إلى:

- إرهاب الغدة الدرقية، طفح جلدي، تقرحات بالفم، تورم الغدة اللعابية والإسهال والقيء.



4 - عنصر الكزِينون

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر الكزِينون

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	54
العدد الكتلي (A)	131
الوزن الذري الغرامي (g)	131,3
نصف القطر الذري (A°)	-
الكثافة الحجمية (g/cm³)	3,06
درجة الانصهار (C°)	111,9
درجة الغليان (C°)	108,0
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	1,17
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	-
الكهروسلبية	0,79
الناقلية الكهربائية (μ Ω)⁻¹	-

1 - ما هو الكزنيون؟

الكزنيون غاز من غازات الهواء النادرة جدا، ليس له نشاط كيميائي كبير .

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

تم اكتشاف الكزنيون في إنجلترا من قبل "وليام رامسي" و "موريس سترافرس" في 12 جويلية 1839م في البقايا المتبقية لعناصر سائل جوي.

اقترح رامسي اسم الكزنيون من الكلمة اليونانية (Xenes) التي تعني غريبًا، يوجد في الغلاف الجوي للأرض بكميات قليلة جدا بنسبة تقارب جزءًا واحدًا بالمليون حجمًا، كما يوجد في جو المريخ بحدود 0,08 جزء بالمليون، وفي الغازات المنبعثة من بعض الينابيع المعدنية.

3 - طرق استحصاله

يُحصل على الكزنيون من تسيل وتجزئة الهواء تحت ضغط عال، وهذا لا يجري عادة في المختبرات، أما الكزنيون التجاري المتوفر يجهز في أسطوانات ذات ضغط عال حيث يحصل عليه كنتاج مزدوج من تقسيم الهواء إلى أكسجين و نيتروجين ويجري ذلك بالتقطير الجزئي، الأكسجين السائل المحصل عليه يحتوي على كميات قليلة من الكريبتون والكزنيون، بواسطة خطوات إضافية للتقطير الجزئي نحصل على مزيج نقي من الغازين يمكن عزلهما والحصول على الكزنيون.

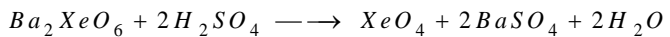
4 - الخواص الكيميائية للكزنيون

بينت الدراسات أن الكزنيون قادر على تشكيل مركبات تتراوح درجة الأكسدة فيها بين (+2) و (+8).

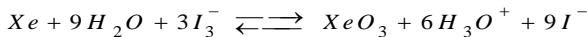
1.4 - أكاسيده

يعرف للكزنيون أكسيدان XeO_3 ، XeO_4 ، ينتج الأول بفعل تأثير الماء في XeF_4 و XeF_6

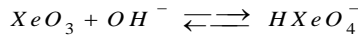
ثم يفصل XeO_3 بتبخير المحلول، أما الثاني من إضافة حمض الكبريت المركز إلى الملح Ba_2XeO_6 .



XeO_3 : جسم صلب أبيض لا يتبخر بسهولة، شديد الانفجار، ويمكن اختزاله بالأيون I^- في وسط حمضي حسب المعادلة:



يتفاعل XeO_3 مع القواعد مشكلا الأيون $HXeO_4^-$ حسب المعادلة:



أما XeO_4 فهو جسم صلب أصفر اللون بدرجات الحرارة المنخفضة، وهو غاز منفجر في الشروط العادية.

يتفاعل الكزيتون مع ثنائي فلوريد الأكسجين OF_2 في درجة حرارة منخفضة مشكلا XeF_2 ، كما ينتج هذا المركب من تفاعل XeF_4 مع الماء بدرجة حرارة منخفضة.

2.4 - هالوجينات الكزيتون

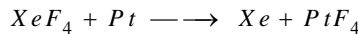
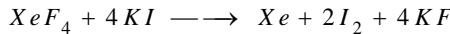
يتفاعل الكزيتون مباشرة مع الفلور مشكلا حسب شروط التجربة المركبات: XeF_2 , XeF_4 , XeF_6 .

1.2.4 - ثنائي فلوريد الكزيتون XeF_2

ينتج من إمرار مزيج تكون النسبة $(Xe / F = 1 / 4)$ في أنبوب من النيكل بدرجة حرارة 400°م ، ويشكل XeF_2 مع خماسي فلوريد الأنتيموان SbF_5 مركبات من نوع $XeF_2 \cdot nSbF_5$ حيث n تساوي: 0, 1, 2, 3, 4, 5, 6.

2.2.4 - رباعي فلوريد الكزيتون XeF_4

يحضر هذا المركب بتسخين مزيج مكون من حجم واحد من الكزيتون وخمسة أحجام من الفلور $(Xe / F = 1 / 5)$ في أنبوب من النيكل في الدرجة 400°م أيضا ولكن تحت ضغط 13 جو. إن رباعي فلوريد الكزيتون مؤكسد قوي كما يتضح في التفاعلات التالية التي يتحرر منها الكزيتون:

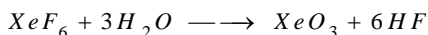
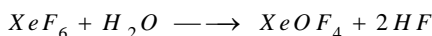


يشكل XeF_4 بانحلاله في خماسي فلوريد الأنتيموان SbF_5 مركبات من نوع $XeF_4 \cdot nSbF_5$ و $XeOF_4 \cdot nSbF_5$.

3.2.4 - سداسي فلوريد الكزنيون XeF_6

ينتج من تفاعل الكزنيون مع كمية زائدة من الفلور تحت ضغط 200 جو في درجة حرارة حوالي 400°م.

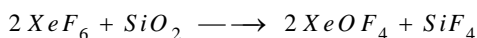
يتفاعل هذا المركب مع الماء مشكلاً أحد المركبين التاليين XeO_3 أو $XeOF_4$ حسب كمية الماء المتفاعلة:



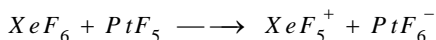
يتفاعل XeF_6 مع أملاح فلوريدات المعادن الأساسية عدا LiF وفق التفاعل التالي:



كما يتفاعل XeF_6 مع أكسيد السيليكون حسب المعادلة التالية:



يلعب XeF_6 دور العامل المانح للقلوية في عدة تفاعلات مثل:



إن تفاعلات الفلور مع الكزنيون في الحالات السابقة جميعها ناشئة للحرارة.

5 - مجال استعمال عناصر الكزنيون

رغم أن الكزنيون نادر وباهض الثمن لصعوبة استخلاصه من الغلاف الجوي للأرض فإن له عدة استخدامات منها:

أ. التصوير: إذ يمكن استخدام انبعاثات (غاما) من ^{133}Xe لتصوير القلب الرئتين والدماغ،

ويستعمل النظير ^{129}Xe لتصوير المساحات الفارغة مثل: صورة تجاويف في الحويصلات الهوائية في الرئتين.

ب. التخدير: استعمل الكزنيون كمخدر عام على الرغم من أنه مكلف.

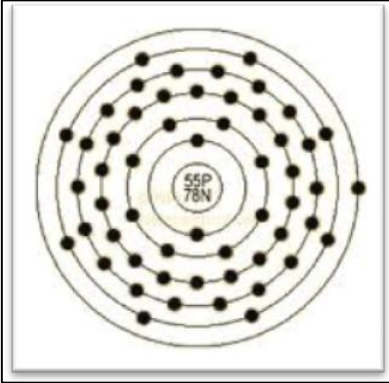
ت. صناعة المصابيح: يستعمل الكزنيون في ملء زجاجات المصابيح الكهربائية ذات الاستخدام الخاص، حيث تعطي إضاءة قوية تقارب في سطوحها ضوء الشمس، يستعمل أيضا في صناعة فلاش كميرات أجهزة التصوير المتطورة.

6 - تأثير الكزنيون في جسم الإنسان

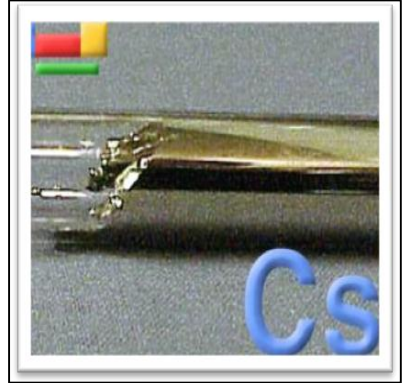
العديد من المركبات المحتوية على الأكسجين والكزنيون تعتبر سامة وذلك بسبب خصائص قوة أكسدتها ومتفجرة بسبب ميلها لكسر الروابط في الكزنيون.

5 - عنصر السيزيوم $^{133}_{55}\text{Cs}$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر السيزيوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	55
العدد الكتلي (A)	132
الوزن الذري الغرامي (g)	132,34
نصف القطر الذري (A°)	2,67
الكثافة الحجمية (g/cm^3)	1,9
درجة الانصهار ($^\circ\text{C}$)	113,7
درجة الغليان ($^\circ\text{C}$)	183
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,376
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	-
الكهروسلبية	0,79
الناقلية الكهربائية ($\mu \Omega$) ⁻¹	10^{-15}

1 - ما هو السيزيوم؟

السيزيوم فلز أبيض ناعم فضي اللون، لين كالشمع وخفيف كالمغنزيوم، يتحول بسهولة إلى الحالة السائلة لأن درجة انصهاره صغيرة، وتكفي حرارة اليد أن تذيبه ونرجو من القارئ ألا يحاول التأكد من ذلك، لأن السيزيوم ذو طبع شرس وقد يسبب عواقب وخيمة، ونظرا لطبيعته المميزة فهو يحفظ بخلطه مع فلزات أخرى فخلاتظه ليست مشاعبة مثله، ويمكن حفظها بسلام لفترة طويلة ويتم فصله منها بالتقطير تحت الفراغ.

السيزيوم النقي فلز نشيط جدا فهو يلتهب فوراً في الهواء وإذا اجتمع مع الكبريت أو الفوسفور فإنه يتمرد ويثور بالغا حد الانفجار، كما أن معاشرة السيزيوم للماء لا تخلو من الخلاقات الحادة والعنيفة التي تؤدي إلى انفجارات وحرائق.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف السيزيوم من قبل العالم "روبرت بنزن" عام 1860م، اشتق اسمه من الكلمة اللاتينية (*Caesium*) بمعنى الأزرق الرمادي.

يتم الحصول على الجزء الأكبر منه من كلوريد السيزيوم بعملية كيميائية، يتأين السيزيوم عندما يسخن أو يعرض للضوء، تتوزع أملاح السيزيوم المذابة مثل كربونات السيزيوم وكلوريد السيزيوم على نطاق واسع ويتركز منخفض في المحاليل والمياه المعدنية ويوجد أيضا في الشمندر السكري وحبوب القهوة وأوراق الشاي.

3 - طرق استحصاله

يحضر من التفكك الحراري لـ CsN_3 في 500°م، أو التفكك الحراري لـ CsH في 300°م.

4 - الخواص الكيميائية للسيزيوم

1.4 - مركباته

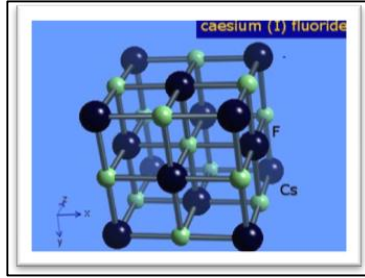
1.1.4 - هيدروكسيدات

للسيزيوم هيدروكسيد صيغته $CsOH$ يكون على شكل بلورات بيضاء تميل إلى الصفرة، ينحل بشكل جيد في الماء كما ينحل في الإيثانول، تمتاز محاليله بصفة أساسية قوية، وهو مركب شره جدا للاستقطاب بحيث يوجد غالبا في المختبرات الكيميائية على شكل أحادي هيدرات.

2.1.4 - هاليداته

أ - فلوريد السيزيوم CsF

هو مركب كيميائي صيغته CsF يكون على شكل بلورات بيضاء اللون. وهو مركب سام، لذا يجب التعامل معه بحيطه وحذر، ونظرا لوجود فرق كبير في الكهروسلبية بين الفلور والسيزيوم فإن مركب فلوريد السيزيوم يعد من أكثر المركبات الكيميائية التي تتميز الصفة الأيونية فيها، وكما في الفلوريدات الأخرى فهو يتميز بصفة أساسية ضعيفة وذلك لضعف HF .



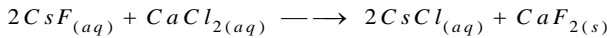
الشكل (1.5) بنية CsF

1.أ - تحضيره

يحضر من أثر حمض الهيدروفلوريك على هيدروكسيد أو كربونات السيزيوم، تتبعها عملية تجفيف للتخلص من الماء.

2.أ - تفاعلاته

يتميز فلوريد السيزيوم بتفاعلاته التي تمنح الفلوريد بشكل سهل، مثلا: تفاعله مع كلوريد الكالسيوم وفق التفاعل التالي:

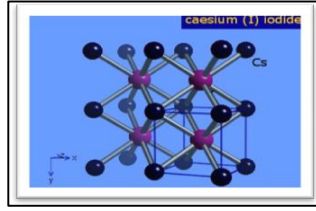


3.أ - استخداماته

يستخدم فلوريد السيزيوم في إزالة السيليسيوم من المركبات العضوية، وذلك نظرا لقوة الرابطة ($F - Si$)، فيستعمل مع رباعي هيدرو فوران THF وثنائي ميثيل فورماميد DMF ليهاجم مركبات السيليسيوم العضوية.

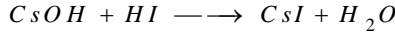
ب - يوديد السيزيوم CsI

مركب كيميائي صيغته CsI ، يكون على شكل بلورات عديمة اللون، تتسيل عند تماسها مع الهواء، له انحلالية جيدة في الماء (حوالي 40 غ لكل 100 مل من الماء) وينحل في الإيثانول.



شكل (2.5) بنية CsI

يحضر يوديد السيزيوم من تفاعل يوديد الهيدروجين مع هيدروكسيد السيزيوم وفق التفاعل التالي:



3.1.4 - كربونات السيزيوم $Cs_2 CO_3$

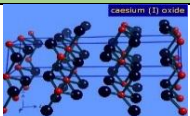
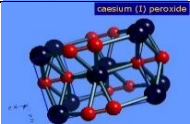
مركب كيميائي صيغته $Cs_2 CO_3$ ، يكون على شكل بلورات بيضاء اللون، ينحل بشكل كبير جيد في الماء، كما أن بلوراته تتسيل عند تماسها مع الهواء الرطب، تكون للمحاليل المائية مع كربونات السيزيوم صفة أساسية وذلك بشكل مشابه لكربونات الفلزات الأساسية، تتحلل كربونات السيزيوم في المحلات العضوية مثل: ثنائي إيثيل الإيثير والإيثانول.

يحضر من مزيج معدني، بولوسيت (Pollocit) وسبودومين (Spodomene) اللذان يسخران بوجود هيدروكسيد الكالسيوم إلى درجة حرارة 220°م، ثم بإجراء عملية ترشيح من سيليكات الكالسيوم غير المنحلة، ثم يجري ترسيب للأملح الأخرى الموجودة على شكل محلول أساسي.

تجرى عملية تعديل للمحلول باستخدام حمض الكبريتيك، فنحصل على شب الأمونيوم والسيزيوم، وبإجراء عملية إعادة بلورة نحصل على شكل أنقى من الشب بعد ذلك نحصل على كربونات السيزيوم بشكل نقي بتمرير غاز ثاني أكسيد الكربون على محلول الشب النقي.

4.1.4 - مركبات أخرى

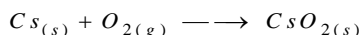
اسم المركب	بنية البلورية
كلوريد السيزيوم $CsCl$	
هيدريد السيزيوم CsH	
ثنائي أكسيد السيزيوم CsO_2	

بنيتة البلورية	اسم المركب
	أحادي أكسيد ثنائي السيزيوم Cs_2O
	فوق أكسيد ثنائي السيزيوم Cs_2O_2

2.4 - تفاعلاته

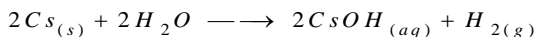
1.2.4 - تفاعله مع الهواء

السيزيوم لين جدا وينكسر بسهولة، يتميز بسطح لامع وبراق إلا أنه يتشوه بسهولة بسبب الرطوبة وأكسجين الهواء فيتشكل ثاني أكسيد السيزيوم وفق التفاعل التالي:



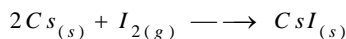
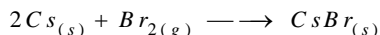
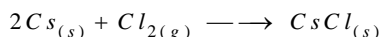
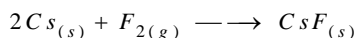
2.2.4 - تفاعله مع الماء

السيزيوم يتفاعل مع الماء بشكل عنيف وسريع بحيث إذا تم التفاعل في وعاء زجاجي فإن هذا الوعاء سيتحطم، ويرافقه تحرير غاز الهيدروجين وفق التفاعل التالي:



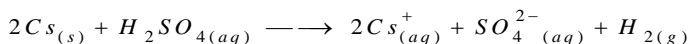
3.2.4 - تفاعله مع الهالوجينات

السيزيوم معدن يتفاعل بقوة مع الهالوجينات لتشكيل هاليدات السيزيوم فهو يتفاعل مع الفلور، الكلور، البروم واليود ليشكل على التوالي فلوريد السيزيوم، كلوريد السيزيوم، بروميد السيزيوم ويوديد السيزيوم وفق التفاعلات التالية:



4.2.4 - تفاعله مع الأحماض

يذوب معدن السيزيوم بسهولة في حمض الكبريتيك المخفف وفق التفاعل التالي:



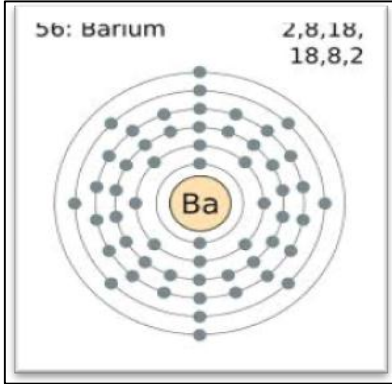
5 - مجال استخدام السيزيوم

أ. تعد مركبات السيزيوم من أهم المركبات في مجال الكيمياء العضوية، فمثلا تستخدم كربونات السيزيوم في الكيمياء العضوية من أجل توفير وسط أساسي للتفاعلات العضوية نتيجة انحلاله الجيد بالمحلات العضوية إذ يستخدم في تفاعلات الأسترة، وفي تشكيل الحلقات الضخمة.

ب. يستخدم يوديد السيزيوم في تصنيع مواشير مطيافية الأشعة تحت الحمراء، ويستخدم هيدروكسيد السيزيوم في المختبرات الكيميائية أحيانا كأساس لتفاعلات معينة مثل: التفاعل الحفزي لتشكيل مشتقات ألكانية من الألدهيدات والكيتونات.

6 - عنصر الباريوم $^{137}_{56}Ba$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر الباريوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	56
العدد الكتلي (A)	137
الوزن الذري الغرامي (g)	137,34
نصف القطر الذري (A°)	2,22
الكثافة الحجمية (g/cm³)	3,5
درجة الانصهار (C°)	714
درجة الغليان (C°)	1640
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,503
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	-
الكهروسلبية	0,89
الناقلية الكهربائية $(\mu \Omega)^{-1}$	0,016

1 - ما هو الباريوم؟

الباريوم فلز أبيض اللون، نشط جدا من الناحية الكيميائية، يشتعل بمجرد تسخينه تسخيناً خفيفاً أو تعرضه لصدمة بسيطة من الأكسجين، فالسطح اللامع للباريوم المحضر لتوه يتغطى بسرعة بطبقة من أكسيده لدى تعرضه للهواء والماء لهذا يحفظ كغيره من الفلزات ذات الطبع الحاد، تحت طبقة الكيروسين.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف من قبل "دافي" في بريطانيا سنة 1808م، من اليونانية (*Barus*) بمعنى ثقيل وهذا راجع لكتافته العالية مقارنة بعناصر مجموعته. يدخل في تركيب القشرة الأرضية بنسبة 0,04% ويعثر عليه في الغالب بحالة كبريتات تسمى أحيانا الاسبات الثقيل، وهو من حيث الوفرة في الطبيعة العنصر السابع عشر.

3 - طرق استحصاله

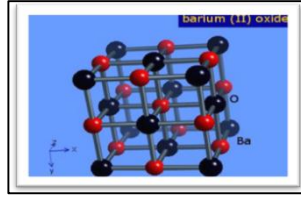
يحضر الباريوم من اختزال أكسيده بواسطة الألمنيوم.

4 - الخواص الكيميائية للباريوم

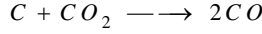
1.4 - مركباته

1.1.4 - أكسيد الباريوم BaO

مركب كيميائي يكون على شكل بلورات بيضاء اللون مسامية لكنها كثيفة. يحضر أكسيد الباريوم بالتفكك الحراري لكربونات الباريوم، تجرى عملية التحضير صناعياً وفي درجات حرارة عالية 1450°C ، ولتخفيض درجة الحرارة اللازمة للتفكك تتم إضافة مسحوق هباب الفحم إلى جملة التفاعل، مما يساعد في عملية تفكك الكربونات وذلك بسبب سحب الغاز الناتج من التفاعل وهو غاز ثنائي أكسيد الكربون، فينزاح ثابت توازن التفاعل نحو الاتجاه المباشر، بإضافة الكربون يتفاعل غاز ثاني أكسيد الكربون معه مشكلاً غاز أول أكسيد الكربون، وبالتالي يكفي الوصول إلى 1100°C لحدوث التفكك والحصول على الناتج.



شكل (1.6) بنية BaO



من خواص أكسيد الباريوم أنه يتفاعل مع الماء بشكل عنيف مشكلا هيدروكسيد الباريوم ينحل في كل من الميثانول والإيثانول بشكل جيد.

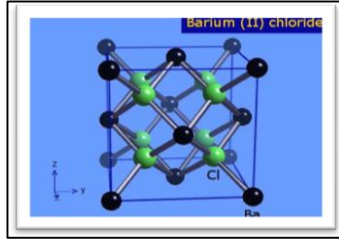
الجدول التالي يبين الخواص الفيزيائية لأكسيد الباريوم في الشروط النظامية:

BaO	الصيغة الكيميائية
153,33	الكتلة المولية (g/mol)
5,89	الكتلة الحجمية (g/cm^3)
1923	درجة الإنصهار ($^{\circ}C$)
~ 2000	درجة الغليان ($^{\circ}C$)

2.1.4 - كلوريد الباريوم $BaCl_2$

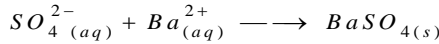
يعد كلوريد الباريوم من أكثر الأملاح أهمية، وهو سام، يحضر من تأثير حمض كلور الماء على محلول من مركب كبريتيد الباريوم، وذلك حسب القاعدة الكيميائية المعروفة أن الحمض القوي يطرد

الحمض الضعيف من أملاحه وفق التفاعل التالي: $BaS + 2HCl \longrightarrow BaCl_2 + H_2S$



شكل (2.6) بنية $BaCl_2$

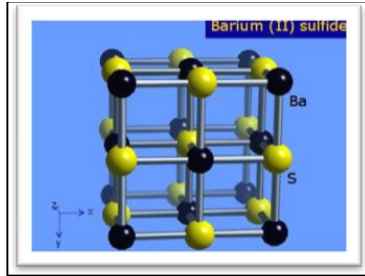
وفي حالة وجود شاردة الكبريتات في المحلول يتشكل راسب أبيض من كبريتات الباريوم صعب الانحلال.



ينحل مركب كلوريد الباريوم بشكل جيد في الماء، وبالتسخين فوق 25°C يستغني عن جزيئة واحدة من الماء ليصبح أحادي هيدرات، وبمتابعة التسخين إلى فوق 100°C نحصل على الشكل اللامائي لمركب كلوريد الباريوم.

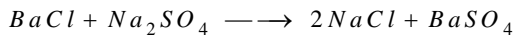
3.1.4 - كبريتات الباريوم $BaSO_2$

مركب كيميائي على شكل مسحوق بلوري أبيض يوجد بشكل واسع في الطبيعة على شكل فلز البارييت، الذي يمثل المصدر الرئيسي للباريوم ومركباته.

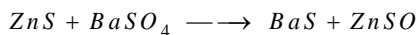


شكل (3.6) بنية $BaSO_2$

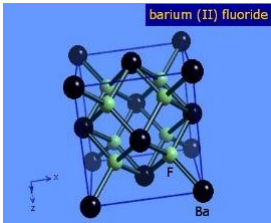
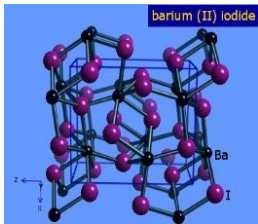
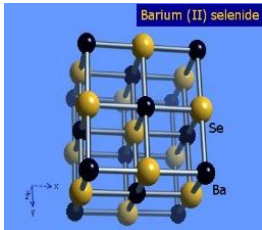

يحضر من تفاعل كلوريد الباريوم مع كبريتات الصوديوم، حيث يترسب مركب كبريتات الباريوم في المحلول على شكل راسب أبيض ناعم.



تتميز كبريتات الباريوم بصعوبة الانحلال في الماء بشكل كبير وثباته الكيميائي، ونظرا لميزته يستخدم كخضاب أبيض مع مركب كبريتيد الزنك، حيث يطلق على اسم مزيجها اسم (ليتوبون) الذي يحصل عليه من مزج محاليل من كبريتات الباريوم مع كبريتات الزنك وفق التفاعل التالي:



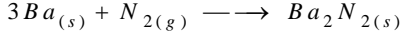
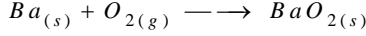
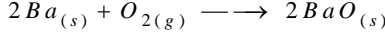
4.1.4 - مركبات أخرى

بنية البلورية	اسم المركب
	ثنائي فلوريد الباريوم BaF_2
	ثنائي إيوديد الباريوم BaI_2
	سليينيد الباريوم BaSe
	ديهيدريد الباريوم BaH_2

2.4 - تفاعلاته

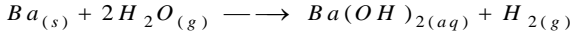
1.2.4 - تفاعله مع الهواء

يتفاعل معدن الباريوم مع الأكسجين والأكزوت الموجودان في الهواء، وفق التفاعلات التالية:



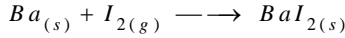
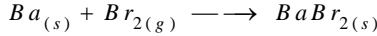
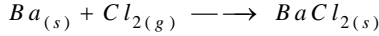
2.2.4 - تفاعله مع الماء

يتفاعل الباريوم بسهولة مع الماء ليعطي هيدروكسيده وفق التفاعل التالي:



3.2.4 - تفاعله مع الهالوجينات

يتفاعل الباريوم مع الهالوجينات لتشكل هيدريداته وفق التفاعلات التالية:



5 - مجال استخدام الباريوم

أ. يستخدم الباريوم بكميات قليلة في تعدين الرصاص والنحاس بغية تنقيتهما من الكبريت والغازات.

ب. تستخدم سبائك الباريوم مع النيكل في صنع الكترودات شمع الاشتعال في المحركات وبعض القطع في مصابيح الأجهزة الالكترونية.

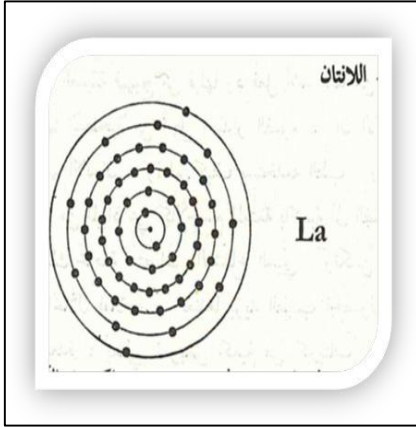
ت. تكمن فائدة الباريوم في عدم انحلال أملاحه التي تستعمل في المجال الطبي، إذ أنه إذا أراد أحد الأطباء الحصول على صورة إشعاعية لأحد أعضاء الجسم مثلاً: المعدة يعطي للمريض كمية من كبريتات الباريوم فيظهر جهازه الهضمي في الصورة بلون قاتم مع جميع تفاصيله فوق خلفية مضيئة.

ث. يستعمل الباريوم كذلك في صناعة الأصبغة والأصناف الغالية من الورق، خاصة الأوراق النقدية وأوراق الأسهم والسندات، حيث تلعب كبريتات الباريوم دور مادة حشو وتثقل تجعل الورق أكثر ترصا وبياضا.

ج. يستخدم كلوريد الباريوم لتحضير مركب كبريتات الباريوم، أما في الكيمياء التحليلية فيستخدم للكشف عن شاردة الكبريت، حيث يحضر محلول 0,5 مول منه (12,2 غ من كلوريد الباريوم في 100 مل من الماء) وتضاف قطرات قليلة منه إلى المحلول المراد الكشف عن الكبريتات فيه والذي يكون محمضاً.

7 - عنصر اللانثانيوم $^{139}_{57}La$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر اللانثانيوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	57
العدد الكتلي (A)	139
الوزن الذري الغرامي (g)	138,91
نصف القطر الذري (Å)	1,87
الكثافة الحجمية (g/cm ³)	6,17
درجة الانصهار (°C)	—
درجة الغليان (°C)	—
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	—
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	—
الكهروسلبية	1,1
الناقلية الكهربائية (μ Ω) ⁻¹	10 ⁻⁶

1 - ما هو اللانثانيوم؟

يعد اللانثانيوم من الفلزات النادرة، ذو لون أبيض فضي لين، ويوجد اللانثانيوم في الطبيعة على شكل نظيرين مستقرين ويمثل اللانثانيوم (-139) نسبة 99,91% في الطبيعة، أما اللانثانيوم (-138) يمثل النسبة المتبقية أي ما يقارب 0,089%.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف سنة 1839م من قبل "موساندر" في السويد، واشتق اسمه من كلمة يونانية (Lanthano) بمعنى مخبأ، ويوجد مبعثرًا في الطبيعة خاصة على شكل أكاسيد ومترافق مع عناصر أخرى من مجموعته، ويعد المونازيت والستازيت أهم خامات اللانثانيوم، وتبلغ وفرته في القشرة الأرضية 35 جزءًا من المليون.

3 - طرق استحصاله

بالرغم من ارتفاع نسبة وفرة اللانثانيوم مقارنة بالعناصر الأخرى كالبيرو والزنك، إلا أن انتزاعه من الكاديوميوم لم يلقَ اللانثانيوم تطبيقات علمية واسعة، ويرجع ذلك خاصة إلى صعوبة فصله عن مجموعة اللانثانيدات والحصول عليه نقيًا، وإلى تعقيد الطرق المتبعة لاستحصاله، ويتم الحصول عليه كيميائيًا من الهاليدات باختزال ثلاثي الفلوريد (LaF_3) بواسطة معدن الكالسيوم. ويمكن إنتاجه أيضًا في المفاعلات النووية بواسطة انشطار اليورانيوم أو الثوريوم أو البلوتونيوم.

4 - الخواص الكيميائية للانثانيوم

1.4 - أكسيد اللانثانيوم الثلاثي (La_2O_3)

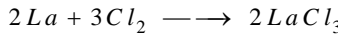


La_2O_3 : يكون على شكل مسحوق مقاوم للحرارة وعديم الذوبان في الماء لكنه ينحل في الأحماض مشكلاً الكاتيون La^{3+} .

2.4 - هاليدات اللانثانيوم

1.2.4 - ثلاثي كلوريد اللانثانيوم

مركب بلوري أبيض ينتج من تفاعل اللانثانيوم مع الكلور وفق التفاعل التالي:

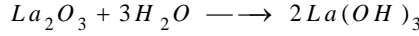


4 - فلوريد اللانثانيوم

يعتبر LaF أهم مركب هالوجيني، ويحضر على شكل راسب بإضافة HF أو F^- إلى محاليل La^{3+} ويستخدم عمليا هذا التفاعل كطريقة للكشف عن شوارد اللانثانيوم.

3.4 - هيدروكسيد اللانثانيوم

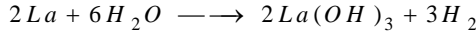
يتفاعل La_2O_3 مع الماء مع انتشار كمية من الحرارة وفق التفاعل التالي:



عند إضافة (OH^-) إلى محاليل La^{3+} ، تترسب الهيدروكسيد $La(OH)_3$ ، ويتصف الأكسيد وهيدروكسيد اللانثانيوم بخواص أساسية.

4.4 - تفاعله مع الماء

اللانثانيوم يتفكك مع الماء ببطء في الشروط الطبيعية محررا الهيدروجين وفق التفاعل التالي:



5.4 - هيدريدات اللانثانيوم

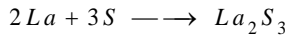
تفاعل معدن اللانثانيوم مع الهيدروجين حيث نحصل على الهيدريد LaH_3 وفق آلية التفاعل التالي:



6.4 - تفاعل اللانثانيوم مع النتروجين



7.4 - تفاعل اللانثانيوم مع الكبريت



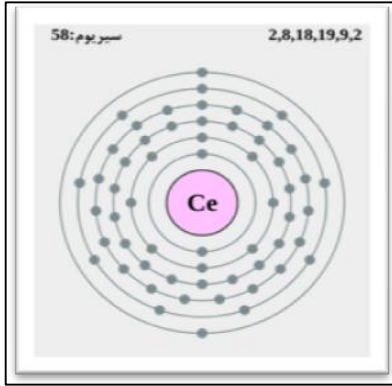
8.4 - تفاعله مع اللافلزات

يتفاعل اللانثانيوم مع اللافلزات قليلة الفعالية مشكلا مركبات صعبة الإنصهار في درجة مرتفعة من الحرارة:



8 - عنصر السيريوم $^{140}_{58}\text{Ce}$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر السيريوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	58
العدد الكتلي (A)	140
الوزن الذري الغرامي (g)	140,12
نصف القطر الذري (A°)	1,81
الكثافة الحجمية (g/cm^3)	6,67
درجة الانصهار ($^\circ\text{C}$)	795
درجة الغليان ($^\circ\text{C}$)	3468
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,528
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	-
الكهروسلبية	1,12
الناقلية الكهربائية $(\mu \Omega)^{-1}$	0,13

1 - ما هو السيريوم؟

يعد السيريوم من العناصر النادرة وهو فلز ذو لون أبيض فضي، ينتمي إلى فصيلة اللانثانيدات.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف من قبل "كلابروث"، "برزيلوس" و "هايزنبرغ" في السويد سنة 1804م، اشتق اسمه من الكلمة اللاتينية (سيريس *Ceres*) وهو اسم نيزك اكتشف عام 1801م وذلك للتقارب في سنوات الاكتشاف، يوجد مبعثراً في الطبيعة خاصة على شكل أكاسيد ومترافقاً مع عناصر أخرى من مجموعته، ويعد المونازيت والبستنايزيت أهم خامات اللانثانيوم، وتبلغ وفرته في القشرة الأرضية ما يقارب $4 \cdot 10^{-3}$ وزناً.

3 - طرق استحصاله

تلخص طريقة تحضير السيريوم في خطوات ثلاث:

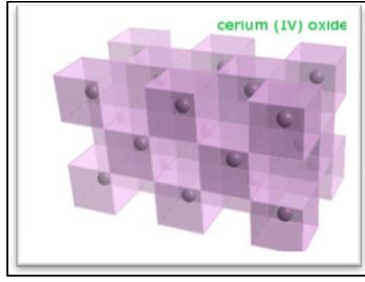
- أ. يسخن السيريوم الخام بحمض الكبريتيك المركز.
- ب. يضاف إليه الماء لجعل تركيز الحمض 50%.
- ت. يجمع السيريوم المترسب ويبرد بالماء.

4 - الخواص الكيميائية للسيريوم

1.4 - مركباته

1.1.4 - ثنائي أكسيد السيريوم CeO_2

يحضر أكسيد السيريوم عديم اللون في حالته النقية بتسخين السيريوم أو هيدروكسيده أو أحد أملاحها (مثل النترات أو الكربونات) في الهواء، يتميز بخمول كيميائي فهو لا ينحل في الأحماض أو الأسس القوية، لكنه يذوب في الأحماض بوجود عامل اختزال (مثل Sn^{2+}) مشكلاً Ce^{3+} الذي يتحول بفعل عامل مؤكسد قوي إلى الأيون Ce^{4+} الذي يستعمل في الكيمياء التحليلية كمؤكسد قوي في وسط حمضي.



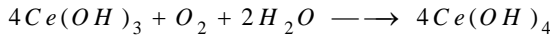
الشكل (1.8) بنية CeO_2

2.1.4 - هيدروكسيد السيريوم $Ce(OH)_4$

يمكن لبعض عناصر اللانثانيدات أن تأخذ بالإضافة إلى درجة أكسدة (+3)، درجتى أكسدة (+4) و (+2)، والسيريوم هو العنصر الوحيد في فصيلة اللانثانيدات الذي يوجد في المحاليل المائية أو المركبات الصلبة بدرجة أكسدة (+4).

يتكون الهيدروكسيد $Ce(OH)_4$ على شكل راسب غروي أصفر بإضافة أيونات OH^- إلى محاليل Ce^{4+} .

يتشكل $Ce(OH)_4$ بسهولة بأكسدة $Ce(OH)_3$ بأكسجين الهواء وفق التفاعل التالي:

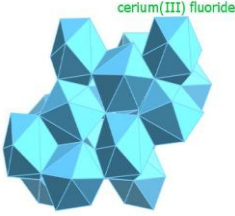
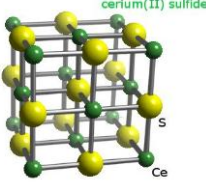
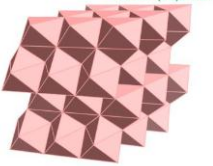
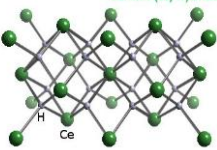
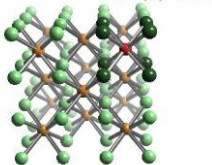


المركب $Ce(OH)_4$ ينحل في الأحماض مشكلا محاليل برتقالية اللون، تنتج من تشكل بلورات هيدراتية (بلورات مميهة) مثل: $Ce(SO_4)_2 \cdot 4H_2O$.

3.1.4 - أملاح السيريوم

تتحلله أملاح السيريوم في الماء بشدة ويتميز بعضها بعدم الثبات، ولكن النواتج الثابتة لحد ما هي الأملاح المضاعفة $(NH_4)_6 \cdot [Ce(SO_4)_2] \cdot 2H_2O$ أحمر برتقالي، $Na_2 [Ce(NO_3)_6]$ أصفر، $K_2 [Ce(NO_3)_6]$ أحمر، $Ca [Ce(NO_3)_6] \cdot 8H_2O$ أحمر.

4.1.4 - مركبات أخرى

بنية البلورية	اسم المركب
 <p>cerium(III) fluoride</p>	ثلاثي فلوريد السيريوم CeF_3
 <p>cerium(II) sulfide</p>	كبريتيد السيريوم CeS
 <p>dicerium(III) oxide</p>	ثلاثي أكسيد السيريوم Ce_2O_3
 <p>cerium (II) hydride</p>	ثنائي هيدريد السيريوم CeH_2
 <p>cerium (II) fluoride</p>	ثنائي فلوريد السيريوم CeF_2

2.4 - تفاعلاته

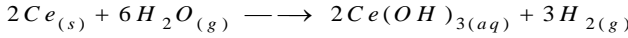
1.2.4 - تفاعله مع الهواء

السيريوم المعدني يتشوه ببطء في الهواء ويحترق بسهولة لتشكل ثنائي أكسيد السيريوم ذو الصيغة CeO_2 وفق التفاعل التالي:



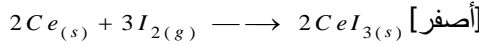
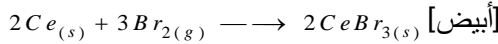
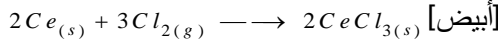
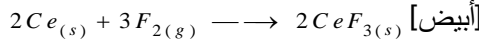
2.2.4 - تفاعله مع الماء

معدن السيريوم يتميز بكهروإيجابية عالية فيتفاعل ببطء مع الماء البارد وبسرعة مع الماء الساخن لتشكل هيدروكسيد السيريوم وانطلاق غاز الهيدروجين وفق التفاعل التالي:



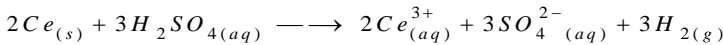
3.2.4 - تفاعله مع الهالوجينات

السيريوم يتفاعل مع كل الهالوجينات لتشكل هاليدات السيريوم الثلاثية ومنه يتفاعل مع الفلور والكلور والبروم واليود ليشكل على التوالي: ثلاثي فلوريد السيريوم، ثلاثي كلوريد السيريوم، ثلاثي بروميد السيريوم، ثلاثي يوديد السيريوم، وفق التفاعلات التالية:



4.2.4 - تفاعله مع الأحماض

معدن السيريوم يذوب بسهولة في حمض الكبريتيك المخفف لتشكل محلول عديم اللون يحتوي على أيون السيريوم الثلاثي وفق التفاعل التالي:

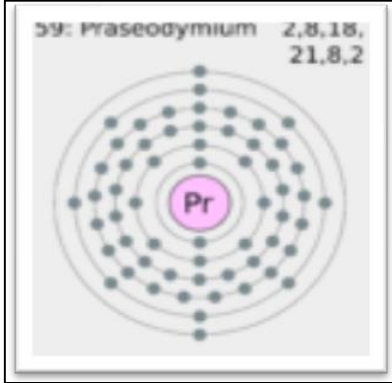


5 - مجال استخدام السيريوم

- أ. يستعمل السيريوم في مصابيح الغاز ويستخدم في الصناعة بكثرة، ويعطي مع الألمنيوم، النغزيريوم والنيكل خلائط مقاومة للحرارة مفيدة جدا لصنع الطائرات والصواريخ.
- ب. مزيل مثالي للغاز، ويحسن الفولاذ، لأنه يزيل جيوب الغاز التي تتألف داخله، وتكون كالشعر والشقوق داخل المعدن، ويستثمر العلماء خواص المعدن هذه بجعله يمتص الجزيئات القليلة التي تبقى داخل المعدن، ويستثمر العلماء خواص المعدن هذه بجعله يمتص الجزيئات القليلة التي تبقى داخل جوف يراد أن يحدث فيه أحسن خلاء ممكن.
- ت. يستعمل في المعالجة الطبية بشكل مركب عضوي، فأحماض السيريوم هي معقمة.
- ث. يستعمل في الصناعة الذرية.
- ج. يستعمل في بصريات الوقاية، فالزجاج الحاوي عليه يمتص الإشعاع فوق البنفسجي، لأن العينات الحاوية على السيريوم توفر للعين وقاية ناجحة تماما.
- إن جميع هذه التطبيقات تؤدي إلى استهلاك محسوس للسيريوم.

9 - عنصر البراسيوديميوم $^{140}_{59}Pr$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر البراسيوديميوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	59
العدد الكتلي (A)	140
الوزن الذري الغرامي (g)	140,907
نصف القطر الذري (A°)	1,82
الكثافة الحجمية (g/cm ³)	6,77
درجة الانصهار (C°)	28,7
درجة الغليان (C°)	690
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,523
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	-
الكهروسلبية	1,13
الناقلية الكهربائية $(\mu \Omega)^{-1}$	0,053

1 - ما هو البراسيوديميوم؟

البراسيوديميوم معدن ناعم فضي اللون ينتمي لمجموعة اللانثيدات، يتميز بمقاومته للتآكل في الهواء.

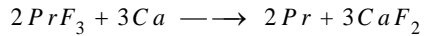
2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

يأتي اسم البراسيوديميوم من الكلمة اليونانية *prasios*، والتي تعني أخضر، في عام 1841م استخلص كارل جوستاف موساندر أحد الأتربة النادرة ويسمى ديديميوم من مادة اللانثيوم. وفي عام 1874م تمكن بيير تيودور كليف من استنتاج أن الديديميوم يتكون حقيقة من عنصرين، وفي عام 1879م عزل العالم ليكوك دي بواسبادران عنصر جديد من عناصر الأتربة النادرة، وهو الساماريوم وذلك من مادة الديديميوم السابق ذكرها. وفي عام 1885م تمكن الكيميائي الأسترالي البارون كارل ويلسباخ من فصل مادة الديديميوم إلى عنصرين هما براسيوديميوم ونيومديوم. يتواجد البراسيوديميوم بكميات صغيرة في القشرة الأرضية وتبلغ حالي 9,5 أجزاء من المليون. ويوجد في معادن التربة النادرة مثل مونايت وباستناسيت، وعادة ما يكون نسبة 5% من اللانثيدات الموجودة فيها.

3 - طرق استحصاله

معدن البراسيوديميوم متوفر تجاريا حتى أنه ليس من الضروري توفيره في المختبر، إلا أن عملية فصله كمعدن نقي صعبة جدا، فهي تعتمد أساسا على استخلاص أملاح المعدن من مصدره الطبيعي، وعملية الاستخلاص تتم بحامض الكبريتيك (H_2SO_4)، حمض الهيدروكلوريك (HCl)، وهيدروكسيد الصوديوم ($NaOH$) وهي طريقة جديدة مطورة تعتمد على تقنية التبادل الأيوني كروماتوغرافيا.

كما يمكن توفير البراسيوديميوم النقي بإرجاع PrF_3 بمعدن الكالسيوم تحت درجة حرارة 50 درجة مئوية، ثم يتم إزالة الكالسيوم الزائد من خليط التفاعل تحت الفراغ وفق التفاعل التالي:



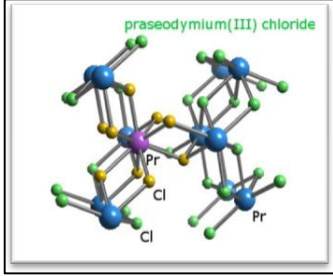
4 - الخواص الكيميائية للبراسيوديميوم

البراسيوديميوم أكثر مقاومة للتآكل في الهواء من اللانثيوم، الأربيوم والسيريوم، لكنه ينتج أكسيد اخضر اللون يغطي الجزء المعرض من المعدن للهواء. ما يؤدي بالأجزاء الداخلية للتأكسد، ولهذا السبب يجب حفظ البراسيوديميوم مغطى بطبقة عازلة من الزيت المعدني الخفيف مغلف بالزجاج.

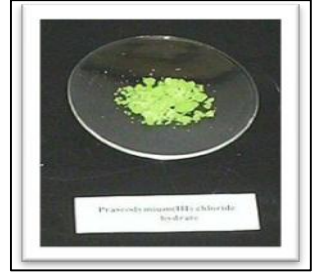
1.4 - مركباته

1.1.4 - ثلاثي كلوريد البراسيوديميوم $PrCl_3$

هو مركب كيميائي غير عضوي صلب لونه أخضر يمتص الماء بسهولة عند تعرضه للرطوبة.



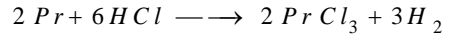
الشكل (2.9) مظهر $PrCl_3$



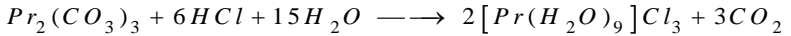
الشكل (1.9) مظهر $PrCl_3$

أ - تحضيره

يتم تحضيره عن طريق تفاعل كلور الهيدروجين مع البراسيوديميوم وفق التفاعل التالي:



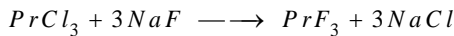
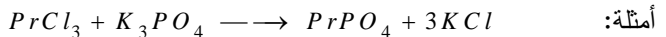
ويمكن تحضير الأملاح المائية ثلاثي كلوريد البراسيوديميوم عن طريق مزج معدن البراسيوديميوم أو كربونات البراسيوديميوم مع حمض الهيدروكلوريك وفق التفاعل التالي:



كما يمكن تحضيره عن طريق إزالة الماء ترموديناميكيا تحت درجة حرارة $400^\circ C$ في وجود كلوريد الأمونيوم أو كلوريد الثيونيل.

ب - تفاعله

ثلاثي كلوريد البراسيوديميوم هو حمض لويس، محاليله المائية يمكن أن تحضر مركبات البراسيوديميوم المنحلة في الماء.



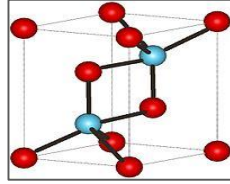
وعند تخزينها مع الفلزات القلوية، فإنها تشكل سلسلة ثلاثية (مركبات تحتوي على ثلاثة عناصر مختلفة) بصيغ MPr_2Cl_7 , MPr_2Cl_6 , M_2PrCl_5 و $M_3Pr_2Cl_4$. حيث أن:

$$M = K, Rb, Cs$$

2.1.4 - أكاسيده

أ - ثلاثي أكسيد ثنائي البراسيوديميوم Pr_2O_3

هو مركب كيميائي ذو بلورات بيضاء تشكل بنية سداسية، يمكن استخدامه في لحام النظارات الواقية لأنه يقي من الأشعة تحت الحمراء.



الشكل (3.9) بنية Pr_2O_3

ب - أندي أكسيد هكسا البراسيوديميوم Pr_6O_{11}

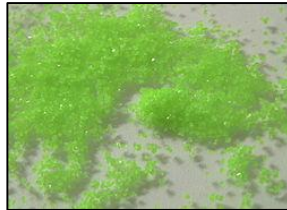
يتم تحضيره بتسخين ثنائي أكسيد البراسيوديميوم PrO_2 عند درجة الحرارة $305^\circ C$ ، وهو عبارة عن مسحوق أسود يذوب في الحمض ليشكل محاليل خضراء أو أملاح خضراء تستخدم في صناعة الخزف، الطلاء وتلوين الزجاج.



الشكل (4.9) مظهر Pr_6O_{11}

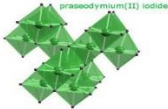
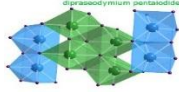
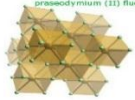
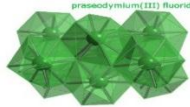
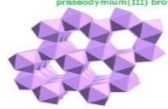
3.1.4 - ثلاثي سيلفات البراسيوديميوم $Pr_2(SO_4)_3$

هو مركب كيميائي عديم الرائحة لونه أخضر، له بنية بلورية، يكون مستقر تحت الظروف القياسية وفي درجة الحرارة المرتفعة يفقد الماء تدريجياً ويصبح أكثر بياضا.



الشكل (5.9) مظهر $Pr_2(SO_4)_3$

4 - مركبات أخرى

بنية البلورية	اسم المركب
	ثنائي إيوديد البراسيوديميوم PrI_2
	خماسي إيوديد البراسيوديميوم Pr_2I_5
	ثنائي فلوريد البراسيوديميوم Pr_6O_{11}
	ثلاثي فلوريد البراسيوديميوم PrF_3
	ثلاثي بروميد البراسيوديميوم $PrBr_3$

2.4 - تفاعلاته

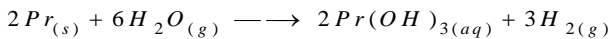
1.2.4 - تفاعله مع الهواء

ينتشوه البراسيوديميوم ببطء في الهواء ويحترق بسهولة لتشكيل أكسيد البراسيوديميوم وفق التفاعل التالي:



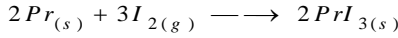
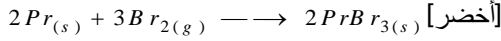
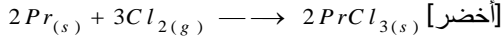
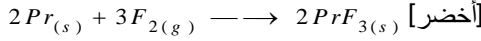
2.2.4 - تفاعله مع الماء

للبراسيوديميوم كهروإيجابية عالية لذا فهو يتفاعل ببطء مع الماء البارد وبسرعة مع الماء الساخن لتشكيل هيدروكسيد البراسيوديميوم $Pr(OH)_3$ ويصحب هذا التفاعل انطلاق غاز الهيدروجين H_2 .



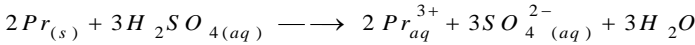
3.2.4 - تفاعله مع الهالوجينات

البراسيوديميوم يتفاعل مع كل الهالوجينات ليشكل هاليدات البراسيوديميوم الثلاثية ومنه يتفاعل مع الفلور والكلور والبروم واليود ليشكل على التوالي: ثلاثي فلوريد البراسيوديميوم، ثلاثي كلوريد البراسيوديميوم، ثلاثي بروميد البراسيوديميوم، ثلاثي يوديد البراسيوديميوم، وفق التفاعلات التالية:



4.2.4 - تفاعله مع الأحماض

البراسيوديميوم معدن ينحل بسهولة في حمض السلفريك لتشكيل محاليل تحتوي على اللون الأخضر وفق التفاعل التالي:



5 - مجال استخدام البراسيوديميوم

أ. يستخدم كمادة أساسية في أقواس الكربون المضيفة التي تستخدم في صناعة الأفلام السينمائية.

ب. أملاحه تستخدم لتلوين سطوح النظارات وذلك بمزجه مع مواد أخرى، كما أنه عامل أساسي في صناعة النظارات الواقية.

ت. يستخدم لصناعة ولاعات السجائر (يمثل نسبة 5% منه).

6 - تأثيراته

1.6 - تأثيره على جسم الإنسان

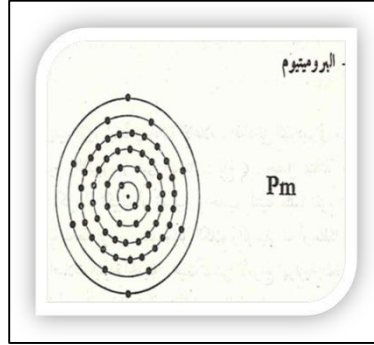
البراسيوديميوم كعنصر من عناصر الأتربة النادرة فإنه يتميز بنسبة سمية منخفضة إلى متوسطة، إلا أنه يجب الحذر عند استعماله لأنه مادة مهيجة للعيون.

2.6 - تأثيره على البيئة

غبار المعدني خطير وقد يحدث انفجاراً أو اشتعلاً.

10 - عنصر البرومثيوم $^{147}_{61}\text{Pm}$

التوزيع الإلكتروني



خواص عامة لعنصر البرومثيوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	61
العدد الكتلي (A)	147
الوزن الذري الغرامي (g)	146,915
نصف القطر الذري (A°)	-
الكثافة الحجمية (g/cm^3)	-
درجة الانصهار ($^\circ\text{C}$)	1027
درجة الغليان ($^\circ\text{C}$)	-
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,536
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	-
الكهروسلبية	-
الناقلية الكهربائية $(\mu \Omega)^{-1}$	-

1 - ما هو البرومثيوم؟

هو عنصر ذو نشاط إشعاعي يتميز بعدم استقرار بنية نوى ذراته، لا وجود له في باطن الأرض، ومدة حياته قصيرة نسبياً ولذلك فقد تحتم اختفاؤه من سطح الأرض منذ زمن طويل.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف من قبل "مارينسكي"، "غليندين" و "كورييل" في أمريكا سنة 1947م اشتق اسمه من اليونانية (Prometheus)، وهو أحد الأرباب الأسطوريين، ولم ينتج إلا في المفاعلات النووية، حيث تم اكتشافه بين المواد التي تجمعها تسمية النفايات النووية.

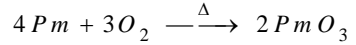
3 - طرق استحصاله

اقتُرحت عدة طرق من أجل الحصول على كميات قليلة من البرومثيوم للاستعمال نصف صناعي، وأبسطها يقوم على استخراجه من المفاعلات النووية.

4 - الخواص الكيميائية للبرومثيوم

1.4 - أكسيد البرومثيوم

يفقد البرومثيوم بريقه في الهواء، كما يحترق فيه بسهولة مشكلاً أكسيد البرومثيوم الثلاثي Pm_2O_3 حسب التفاعل التالي:



يكون الأكسيد الناتج على شكل مسحوق ومقاوم للحرارة وديم الذوبان في الماء، لكنه ينحل في الأحماض مشكلاً الشاردة Pm^{3+} .

2.4 - هاليدات البرومثيوم

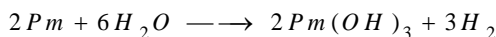
إن أهم مركب هالوجيني للبرومثيوم هو ثلاثي فلوريد البرومثيوم PmF_3 ويحضر بإضافة HF أو F^- إلى محاليل Pm^{3+} ويستخدم هذا التفاعل للكشف عن شوارد البرومثيوم.

3.4 - هيدروكسيد البرومثيوم

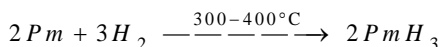
عند إضافة الهيدروكسيل (OH^-) إلى محاليل (Pm^{3+}) تترسب الهيدروكسيدات $Pm(OH)_3$ ، ويتصف هذا الخير بخواص أساسية.

4.4 - تفاعله مع الماء

يتفاعل البرومثيوم مع الماء البارد محرراً الهيدروجين وفق التفاعل التالي:

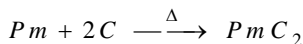


5.4 - تفاعله مع الهيدروجين



6.4 - تفاعله مع الكربون

يتفاعل البروميتيوم مع الكربون في درجة مرتفعة من الحرارة وبالتسخين أيضا وفق التفاعل التالي:



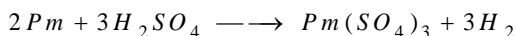
7.4 - تفاعله مع النيتروجين

يتفاعل البروميتيوم مع النيتروجين في الهواء وفق التفاعل التالي:



8.4 - تفاعله مع الأحماض

ينحل البروميتيوم في الأحماض العادية باستثناء HF و H_2PO_4 وذلك لصعوبة انحلال فلوريداتها وفوسفاتها.



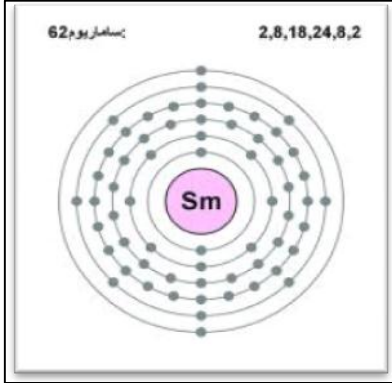
5 - مجال استخدام عنصر البروميتيوم

أ. استعمال البروميتيوم متحدا مع التتغستن لتكوين منابع ضوئية متألثة.

ب. إن عنصر البوميتيوم يؤلف أبسط وأصغر مولد كهربائي يمكن تصوره، حيث لا يزيد حجمه على رأس الدبوس ويمكن تأليفه بتغطية قطعة صغيرة جدا من البروميتيوم بعازل يحاط بغلاف معدني، فيظهر النشاط الإشعاعي للبروميتيوم بتحول نيوترون في قلب النواة إلى بروتون، ويوافق هذه الظاهرة إصدار إلكترون، ويعني ذلك أن قطعة البروميتيوم الصغيرة تصبح منبعاً للإلكترونات، تنتقل هذه الإلكترونات فتشحن الغلاف كهربائياً وتؤلف بذلك القطب السالب لبطارية يصبح قطبها الموجب البروميتيوم.

11 - عنصر الساماريوم $^{150}_{62}Sm$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر الساماريوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	59
العدد الكتلي (A)	140
الوزن الذري الغرامي (g)	140,907
نصف القطر الذري (A°)	1,82
الكثافة الحجمية (g/cm³)	6,77
درجة الانصهار (C°)	28,7
درجة الغليان (C°)	690
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,523
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	-
الكهروسلبية	1,13
الناقلية الكهربائية $(\mu \Omega)^{-1}$	0,053

1 - ما هو الساماريوم؟

الساماريوم فلز أرضي نادر فضي اللون، مستقر في الهواء الجاف، يشكل طبقة أكسيدية فوق الأسطح المعرضة للهواء الرطب، يحترق بسهولة كما أنه شديد التفاعل مع الماء.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشفت لوكوك دويوا بوردان (فرنسا) هذا العنصر سنة 1879م في عينة من معدن اسمه سامارسكيت، وقد سمي بهذا الاسم لأن العالم الروسي سامارسكي كان قد درسه لذلك سمي العنصر ساماريوم. يتواجد في القشرة الأرضية وتبلغ نسبته حوالي 6,5 غرامات في الطن.

3 - الخواص الكيميائية للساماريوم

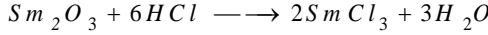
1.3 - مركباته

1.1.3 - أكسيد الساماريوم الثلاثي Sm_2O_3

هو مركب كيميائي يكون على شكل بلورات بيضاء إلى صفراء.

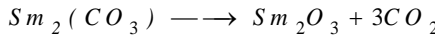
أ - خواصه

أكسيد الساماريوم الثلاثي لا ينحل في الماء، لكنه ينحل في الأحماض المعدنية مشكلاً الأملاح الموافقة، فهو يتفاعل مع حمض هيدروكلوريك مشكلاً كلوريد الساماريوم الثلاثي حسب التفاعل التالي:

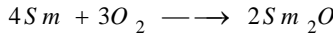


ب - تحضيره

يمكن لأكسيد الساماريوم أن يحضر بإحدى طريقتين: إما بالتفكك الحراري لمركبات الساماريوم الحاوية للأكسجين مثل الكربونات أو الأكسالات أو الكبريتات وفق التفاعل التالي:



أو بحرق فلز الساماريوم بأكسجين الهواء عند درجات حرارة تفوق $150^\circ C$ وفق التفاعل التالي:



ج - استخداماته

- ✓ يستخدم أكسيد الساماريوم الثلاثي في تصنيع الأجهزة البصرية في المطيافيات، وخاصة في تصنيع الزجاج الذي يمتص الأشعة تحت الحمراء.
- ✓ يستخدم كمادة ماصة أو ساقطة للنيوترونات في قضبان التحكم في منشآت الطاقة النووية.

- ✓ يستخدم كمحفز لعملية لمهمة الكحولات الأولية غير الحلقية إلى ألدهيدات و كيتونات.
- ✓ يستخدم من أجل تحضير مركبات الساماريوم الأخرى.

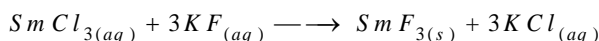
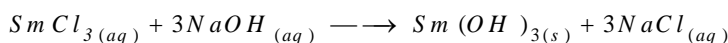
2.1.3 - هاليدات الساماريوم

أ - كلوريد الساماريوم الثلاثي $SmCl_3$

كلوريد الساماريوم الثلاثي مركب كيميائي له الصيغة $SmCl_3$ ، ويكون على شكل بلورات صفراء شاحبة في الشكل اللامائي، أما على شكل سداسي هيدرات $SmCl_3 \cdot 6H_2O$ فله لون كريم.

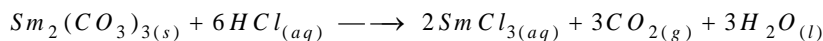
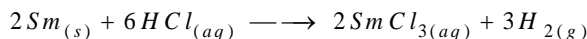
1.أ - خواصه

لمركب كلوريد الساماريوم الثلاثي انحلالية جيدة في الماء، وله شغف كبير للرطوبة حيث تظهر خاصية الاسترطاب بشكل واضح بأنه يشكل سداسي الهيدرات. ينحل المركب أيضاً في الإيثانول. كما يعد كلوريد الساماريوم الثلاثي من حموض لويس القوية. يتفاعل بسهولة مع مركبات مثل هيدروكسيد الصوديوم و فلوريد البوتاسيوم، لتشكيل أملاح الساماريوم غير المنحلة وفق التفاعلات التالية:



2.أ - خواصه

يحضر كلوريد الساماريوم الثلاثي من تفاعل فلز الساماريوم مع حمض هيدروكلوريك، ويمكن أن يجري التفاعل باستخدام كربونات الساماريوم الثلاثي وفق التفاعلات التالية:



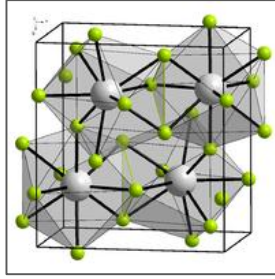
ويتم نزع الماء من كلوريد الساماريوم الثلاثي بمفاعله مع غاز كلوريد الهيدروجين، كما يمكن الحصول عليه من إجراء عملية تجفيف لسداسي الهيدرات، وذلك بالتسخين إلى $400^\circ C$ بوجود من 4 إلى 6 مكافئ من كلوريد الأمونيوم تحت الفراغ أو بالتسخين مع كمية فائضة من كلوريد الثيونيل لمدة خمس ساعات.

أ. 3 - استخداماته

- ✓ يستخدم كلوريد الساماريوم الثلاثي من أجل الحصول على فلز الساماريوم، حيث يمزج المركب مع كل من كلوريد الصوديوم وكلوريد الكالسيوم من أجل تخفيض نقطة الانصهار. بعد صهر المركب تجرى له عملية تحليل كهربائي فنحصل على الفلز الحر.
- ✓ يستعمل من أجل تحضير أملاح الساماريوم الأخرى ومركبات الساماريوم العضوية الفلزية مثل المعقدات التي تستخدم من أجل تحفيز تفاعلات الهدرجة والسيالة المهدرجة Hydrosilylation للألكينات.

ب - فلوريد الساماريوم الثلاثي SmF_3

فلوريد الساماريوم الثلاثي مركب كيميائي يكون على شكل مسحوق بلوري أصفر.



الشكل (1.11) بنية SmF_3

ج - خواصه

- ✓ لا ينحل مركب فلوريد الساماريوم الثلاثي في الماء.
- ✓ لبلورات فلوريد الساماريوم الثلاثي بنية بلورية تتبع النظام المعيني المستقيم، ويتسخننها تحت درجة حرارة $495^{\circ}C$ يحدث هنالك تغير في البنية البلورية، وتتحول البلورات من النظام المعيني المستقيم إلى النظام الثلاثي المشابه لفلوريد اللانثانيوم الثلاثي LaF_3 ، وتكون البيانات البلورية كالتالي:

ثوابت الشبكة:

$$a = 7.07 (\cdot 10^{-1} nm), c = 7.24 (\cdot 10^{-1} nm)^1$$

3.1.3 - كبريتات الساماريوم

أ - ثنائي كبريتيد الساماريوم SmS_2

يتم الحصول عليه بخلط مزيج من مسحوق فلز الساماريوم مع مسحوق الكبريت في أنية من زجاج الكوارتز مفرغة من الهواء مع التسخين حتى 1000 كلفن، وبعد الحصول على الناتج يفتت بحذر ويودع ضمن أنبوب مغلق من التنتاليوم ويسخن حتى درجة حرارة $2300^{\circ}C$.

ب - ثلاثي كبريتيد الساماريوم Sm_2S_3

كبريتيد الساماريوم الثلاثي مركب كيميائي يكون على شكل بلورات حمراء بنية.

ب.1 - خواصه

يوجد نمطان للبنية البلورية لمركب كبريتيد الساماريوم الثلاثي النمط ألفا $Sm_2S_3 - \alpha$ وهو يتبع النظام البلوري المعيني المستقيم وتكون ثوابت الشبكة البلورية كالتالي:

$$c = 3.974 \text{ \AA}^{\circ}, b = 15.375 \text{ \AA}^{\circ}, a = 7.383 \text{ \AA}^{\circ}$$

أما النمط غاما $Sm_2S_3 - \gamma$ فله بنية مكعبة $a = 8.44 \text{ \AA}^{\circ}$.

ب.2 - تحضيره

يمكن لمركب كبريتيد الساماريوم الثلاثي أن يحضر عن طريق معالجة ثيوسيانات الأريلات مع 2,3 مكافئ من يوديد الساماريوم الثنائي حيث يتشكل الناتج كمركب وسيط، يمكن عزله عن طريق عدة كواشف محبة للإلكترونات.

2.3 - تفاعلاته

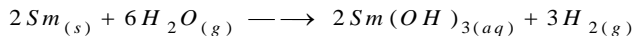
1.2.3 - تفاعله مع الهواء

الساماريوم المعدني ينشوه ببطء في الهواء ويحترق بسهولة لتشكيل ثلاثي أكسيد ثنائي الساماريوم وفق التفاعل التالي:



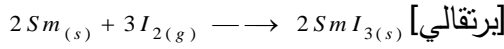
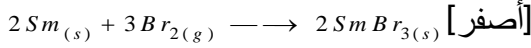
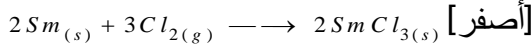
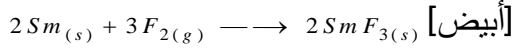
2.2.3 - تفاعله مع الماء

الساماريوم المعدني يتميز بكهروإيجابية عالية فيتفاعل ببطء مع الماء البارد وبسرعة مع الماء الساخن لتشكيل هيدروكسيد الساماريوم $Sm(OH)_3$ وغاز الهيدروجين H_2 وفق التفاعل التالي:



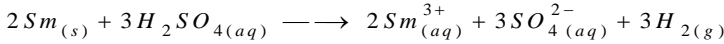
3.2.3 - تفاعله مع الهالوجينات

السamarium المعدني يتفاعل مع كل الهالوجينات ليشكل هاليدات السamarium الثلاثية ومنه يتفاعل مع الفلور والكلور والبروم واليود ليشكل على التوالي: ثلاثي فلوريد السamarium SmF_3 ، ثلاثي كلوريد السamarium $SmCl_3$ ، ثلاثي بروميد السamarium $SmBr_3$ ، ثلاثي يوديد السamarium SmI_3 ، وفق التفاعلات التالية:



4.2.3 - تفاعله مع الأحماض

معدن السamarium يذوب بسهولة في حامض الكبريتيك المخفف لتشكيل محاليل تحتوي على اللون الأصفر وفق التفاعل التالي:

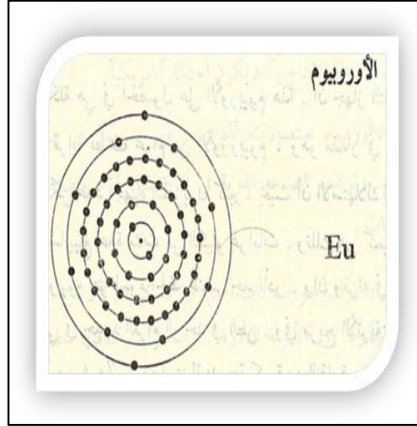


4 - مجال استخدام السamarium

- أ. يستخدم لامتصاص النيوترونات في المفاعلات النووية.
- ب. يستخدم السamarium في صناعات السيراميك والالكترونيات.
- ت. السamarium سهل التمتعظ ومن الصعب جدا إزالة المغناطيسية وهذا يقترح تطبيقات مستقبلية مهمة في تقنيات الحالة الصلبة والموصلية العالية.
- ث. يستخدم السamarium لتحديد عمر الصخور والنيازك.

12 – عنصر اليورانيوم $^{152}_{63}Eu$

التوزيع الإلكتروني



خواص عامة لعنصر اليورانيوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	63
العدد الكتلي (A)	152
الوزن الذري الغرامي (g)	151,96
نصف القطر الذري (A°)	1,99
الكتلة الحجمية (g/cm³)	5,26
درجة الانصهار (C°)	826
درجة الغليان (C°)	1439
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,547
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	–
الناقلية الكهربائية $(\mu \Omega)^{-1}$	0,012

1 - ما هو اليوروبيوم؟

اليوروبيوم معدن أبيض فضي اللون، أكثر ليونة من بين مجموعة اللانثانيدات، والأقل كثافة وتطايرا، حيث يشتعل في الهواء بدرجات عالية (150 إلى 180°م) ويظهر في الطبيعة على شكل نظيرين مستقرين، ويمثل اليوروبيوم (-153) نسبة 52% من اليوروبيوم الطبيعي، أما اليوروبيوم (-151) فهو يمثل نسبة 48% المتبقية.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

يوجد اليوروبيوم في القشرة الأرضية بتركيز يبلغ حوالي 1,8 مليغرام لكل كيلو غرام واحد، في حين يبلغ تركيزه في مياه البحر ما يقارب 0,00013 ميكروغرام لكل لتر واحد وتوجد كميات ضئيلة من اليوروبيوم (-152)، اليوروبيوم (-154)، اليوروبيوم (-155) في التربة حول العالم جراء السقوط النووي، ويوجد في تشكيلة متنوعة من الخامات وعلى الأخص في الباستاسيت، والمونازيت والكرينوتيم، وهذه الخامات تحتوي خلاط من الفلزات، ويؤلف اليوروبيوم أقل من 0,2% من هذا الخليط، ويمكن أن يوجد في منشآت نووية معينة كالمفاعلات والمنشآت التي تعالج الوقود النووي المستنفذ.

ويعد اليوروبيوم واحدا من أكثر الفلزات المشعة استقرارا (بمعنى عدم الانتقال) في البيئة، فهو يلتصق بشكل تفضيلي بالتربة بإحكام إلى حد ما، ويقدر التركيز المرتبط بدقائق التربة بما يوازي 240 مرة أعلى منه في المياه الخلالية (الماء الكائن في الحيز المسامي بين دقائق التربة).

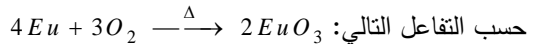
3 - طرق استحصاله

يسخن اليوروبيوم الخام بحمض الكبريتيك المركز، ثم يضاف له الماء لجعل تركيز الحمض 50%، يجمع راسب اليوروبيوم ويبرد بالماء.

4 - الخواص الكيميائية لليوروبيوم

1.4 - أكسيد اليوروبيوم

يفقد اليوروبيوم بريقه في الهواء، كما يحترق فيه بسهولة مشكلا أكسيد البرومثيوم الثلاثي Pm_2O_3



يكون الأكسيد الناتج على شكل مسحوق ومقاوم للحرارة وعديم الذوبان في الماء، لكنه ينحل في

الأحماض مشكلا الشاردة Eu^{3+} .

4 - هاليدات اليوربيوم

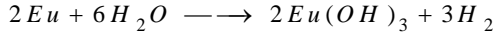
إن أهم مركب هالوجيني للبرومثيوم هو ثلاثي فلوريد البرومثيوم EuF_3 ويحضر بإضافة HF أو F^- إلى محاليل Eu^{3+} ويستخدم هذا التفاعل للكشف عن شوارد اليوربيوم.

3.4 - هيدروكسيد اليوربيوم

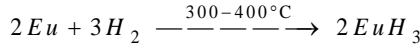
عند إضافة الهيدروكسيل (OH) إلى محاليل (Eu^{3+}) تترسب الهيدروكسيدات ($Eu(OH)_3$) ويتصف هذا الخير بخواص أساسية.

4.4 - تفاعله مع الماء

يتفاعل اليوربيوم مع الماء البارد محررا الهيدروجين وفق التفاعل التالي:

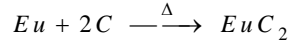


5.4 - تفاعله مع الهيدروجين



6.4 - تفاعله مع الكربون

يتفاعل اليوربيوم مع الكربون في درجة مرتفعة من الحرارة وبالتسخين أيضا:

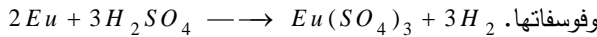


7.4 - تفاعله مع النيتروجين

يتفاعل اليوربيوم مع النيتروجين في الهواء. $2Eu + N_2 \longrightarrow 2EuN$

8.4 - تفاعله مع الأحماض

ينحل اليوربيوم في الأحماض العادية باستثناء HF و H_2PO_4 وذلك لصعوبة انحلال فلوريداتها



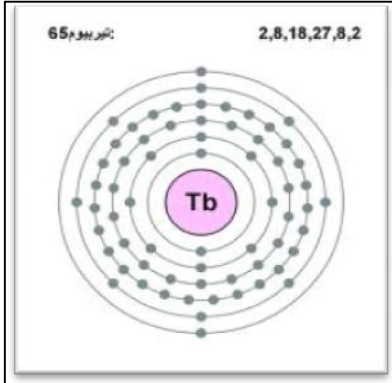
5 - مجال استعمال عنصر اليوربيوم

أ. يستعمل في صنع أجهزة الليزر، كما ترغب الصناعة الذرية في أن تستغل قوة امتصاصه العظيمة للنترونات

عن جهاز التلفزيون يحتاج إلى قرابة نصف غرام من اليوربيوم حيث تعود الألوان البديعة التي نشاهدها على شاشة التلفزيون إلى هذا العنصر.

13- عنصر التيربيوم ${}^{159}_{65}\text{Tb}$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر التيربيوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	65
العدد الكتلي (A)	158
الوزن الذري الغرامي (g)	158,924
نصف القطر الذري (Å)	1,8
الكثافة الحجمية (g/cm ³)	8,27
درجة الانصهار (C°)	1356
درجة الغليان (C°)	2800
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,504
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	–
الناقلية الكهربائية (μ Ω) ⁻¹	0,009

1 - ما هو التيربيوم؟

التيربيوم معدن فضي اللون (رمادي)، من وناعم لدرجة أنه بالإمكان قطعه بسكين، وهو مستقر بشكل معقول في الهواء وهو معدن نادر جدا. ولم يتم عزل العنصر نفسه إلا في الآونة الأخيرة.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف التيربيوم عام 1843م بواسطة الكيميائي السويدي كارل جوستان موساندر والذي اعتبره من الشوائب العالقة في أكسيد الإريثيم، وسمى بهذا الاسم نسبة لقرية إيرثيم في السويد. لا يتواجد التيربيوم إطلاقا منفردا في الطبيعة، ولكنه يوجد في العديد من المعادن بما فيه السيريت، الجادولينايت والمونازيت، وتحتوي تلك العناصر على نسبة 0,03% من التيربيوم.

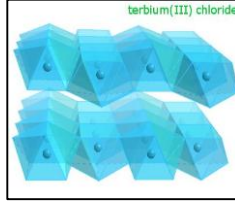
3 - طرق استحصاله

التيربيوم كباقي اللانثانيدات يتم استحصاله بتقنية التبادل الأيوني المطورة من الأتربة الأرضية المتواجدة فيها.

1.4 - مركباته

1.1.4 - ثلاثي كلوريد التيربيوم $TbCl_3$

هو مركب كيميائي صلب، كثيرا ما يسبب احتقان القرنية (احمرارها).



الشكل (1.13) بنية $TbCl_3$

2.1.4 - ثنائي سيليسيد التيربيوم $TbSi_2$

هو مركب كيميائي صلب لونه رمادي، يتكون من التيربيوم والسيليكون، له عدة تطبيقات في أجهزة الكشف عن الأشعة تحت الحمراء والأجهزة الحرارية.



الشكل (2.13) مظهر $TbSi_2$

1 - ما هو التيربيوم؟

التيربيوم معدن فضي اللون (رمادي)، من وناعم لدرجة أنه بالإمكان قطعه بسكين، وهو مستقر بشكل معقول في الهواء وهو معدن نادر جدا. ولم يتم عزل العنصر نفسه إلا في الآونة الأخيرة.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف التيربيوم عام 1843م بواسطة الكيميائي السويدي كارل جوستان موساندر والذي اعتبره من الشوائب العالقة في أكسيد الإريثيم، وسمى بهذا الاسم نسبة لقرية إيرثيم في السويد. لا يتواجد التيربيوم إطلاقا منفردا في الطبيعة، ولكنه يوجد في العديد من المعادن بما فيه السيريت، الجادولينايت والمونازيت، وتحتوي تلك العناصر على نسبة 0,03% من التيربيوم.

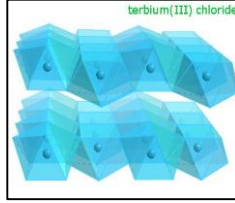
3 - طرق استحصاله

التيربيوم كباقي اللانثانيدات يتم استحصاله بتقنية التبادل الأيوني المطورة من الأتربة الأرضية المتواجدة فيها.

1.4 - مركباته

1.1.4 - ثلاثي كلوريد التيربيوم $TbCl_3$

هو مركب كيميائي صلب، كثيرا ما يسبب احتقان القرنية (احمرارها).



الشكل (1.13) بنية $TbCl_3$

2.1.4 - ثنائي سيليسيد التيربيوم $TbSi_2$

هو مركب كيميائي صلب لونه رمادي، يتكون من التيربيوم والسيليكون، له عدة تطبيقات في أجهزة الكشف عن الأشعة تحت الحمراء والأجهزة الحرارية.



الشكل (2.13) مظهر $TbSi_2$

3.1.4 - أكاسيده

أ - هبتا أكسيد رباعي التيربيوم Tb_4O_7

1.أ - تحضيره

يتم تحضيره عن طريق تسخين الأكسالات المعدنية وغالبا ما يتم تحضيره عن طريق احتراق الأكسالات تحت درجة حرارة 100°C أو الكبريتات في الهواء تحت درجة حرارة أعلى، ويتم استخدام هذا المركب في تحضير أكاسيد التيربيوم.

2.أ - خصائصه

عند تسخينه تحت درجة حرارة عالية يفقد الأكسجين، كما يتفاعل مع الأحماض المركزة الساخنة لإنتاج أملاح التيربيوم فعلى سبيل المثال: تفاعله مع حمض الكبريتيك يعطي كبريتات التيربيوم وتفاعله مع حمض الهيدروكلوريك يكون محلول من كلوريد التيربيوم وعنصر الكلور وذلك تحت درجة حرارة الغرفة.

ب - ثلاثي أكسيد التيربيوم Tb_2O_3

1.ب - تحضيره

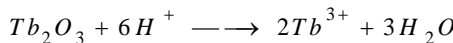
يمكن تحضيره بإرجاع هبتا أكسيد رباعي التيربيوم في الهيدروجين تحت درجة حرارة 1300°C لمدة 24 ساعة.



الشكل (3.13) بنية Tb_2O_3

2.ب - خصائصه

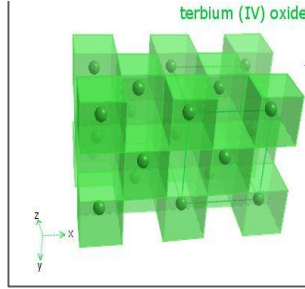
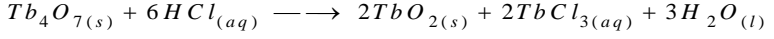
هو عبارة عن أكسيد قاعدي ينحل بسهولة في الأحماض الممددة فيصبح عديم اللون ويشكل لنا أملاح التيربيوم وفق التفاعل التالي:



كما أنه عند مزجه مع الكالسيوم يصبح شبه ناقل.

ج - ثلاثي أكسيد التيربيوم TbO_2

ينتج من تفاعل هبتا أكسيد رباعي التيربيوم مع الأكسجين في وجود حمض كلور الماء وحمض الخل لمدة 30 دقيقة وفق التفاعل التالي:



الشكل (3.13) بنية Tb_2O_3

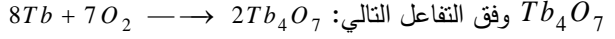
4.1.4 - مركبات أخرى

بنية البلورية	اسم المركب
	ثنائي فلوريد التيربيوم TbF_2
	ثلاثي فلوريد التيربيوم TbF_3
	ثلاثي سيلينيد التيربيوم Tb_2Se_3
	ثلاثي كبريتيد ثنائي التيربيوم Tb_2S_3

4 - تفاعلاته

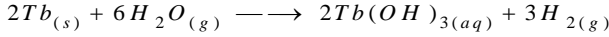
1.2.4 - تفاعله مع الهواء

التيربيوم المعدني يتشوه ببطء في الهواء ويحترق بسهولة لتشكل ثلاثي أكسيد التيربيوم ذو الصيغة



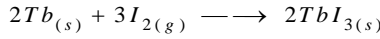
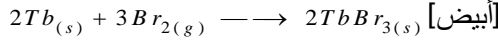
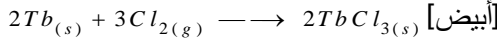
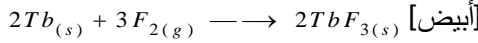
2.2.4 - تفاعله مع الماء

معدن التيربيوم الفضي اللون يتميز بكهروإيجابية عالية فيتفاعل ببطء مع الماء البارد وبسرعة مع الماء الساخن لتشكل هيدروكسيد التيربيوم $Tb(OH)_3$ وغاز الهيدروجين H_2 وفق التفاعل التالي:



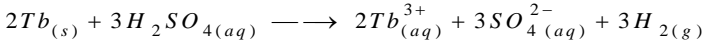
3.2.4 - تفاعله مع الهالوجينات

التيربيوم المعدني يتفاعل مع كل الهالوجينات لتشكل هاليدات التيربيوم الثلاثية ومنه يتفاعل مع الفلور والكلور والبروم واليود ليشكل على التوالي: ثلاثي فلوريد التيربيوم، ثلاثي كلوريد التيربيوم، ثلاثي بروميد التيربيوم، ثلاثي يوديد التيربيوم، وفق التفاعلات التالية:



4.2.4 - تفاعله مع الأحماض

معدن التيربيوم يذوب بسهولة في حمض الكبريتيك المخفف لتشكل محاليل ذات اللون الوردي الشاحب جدا تحتوي على أيون التيربيوم الثلاثي وفق التفاعل التالي:



5 - مجال استخدام التيربيوم

أ. التيربيوم يستخدم على نطاق واسع مع الفوسفورات الذي يستخدم في أنابيب التلفزيون

وكذلك في شاشات الأشعة السينية ومصابيح الفلورسنت.

ب. يستخدم كمكون في صناعة سبائك من مختلف المعادن.

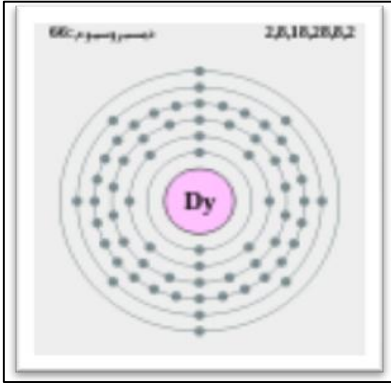
ت. يستعمل في صنع خلايا الوقود.

ث. يستخدم كعامل منشط في عدد من المواد مثل: الكالسيوم، التتغسات، فلوريد الكالسيوم

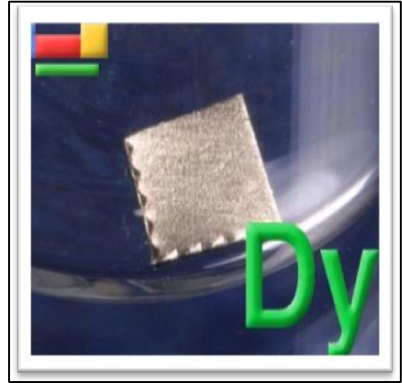
ومولبيدات السترونتيوم، وتستخدم هذه المواد في الأجهزة الإلكترونية المختلفة.

14 - عنصر الديسبريسيوم $^{162}_{66}Dy$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر الديسبريسيوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	66
العدد الكتلي (A)	162
الوزن الذري الغرامي (g)	162,5
نصف القطر الذري (A°)	1,8
الكثافة الحجمية (g/cm^3)	8,54
درجة الانصهار (C°)	1407
درجة الغليان (C°)	2600
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,572
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	-
الكهروسلبية	1,22
الناقلية الكهربائية $(\mu \Omega)^{-1}$	0,011

1 - ما هو الديسبريسيوم؟

الديسبريسيوم هو أحد المعادن النادرة لديه لمعان كبريت الفضة، وهو مستقر نسبيا في الهواء ودرجة حرارة الغرفة، يذوب بسهولة في الأحماض المعدنية ومن السهل تحليله في وجود الهيدروجين.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف من قبل أميل "بول ليكوك" دي سنة 1886م في فرنسا، أصل الاسم الكلمة اليونانية *dysprositos* والتي تعني صعب الحصول.

لا يتواجد الديسبريسيوم كعنصر حر في الطبيعة ولكن يعثر عليه في العديد من المعادن منها: فركسونيت، أوكسينيت، مونازيت، زينوتيم، وفي كثير من الأحيان مع الإربيوم والهولميوم أو اللانثانيدات الأخرى، وحاليا معظم الديسبريسيوم يتم الحصول عليه من الخامات الطينية في جنوب الصين.

3 - الخواص الكيميائية للديسبريسيوم

1.3 - مركباته

1.1.3 - تيتانات الديسبريسيوم $Dy_2Ti_2O_7$

هو مركب عضوي له نفس خصائص تيتانات الهولميوم فهو مادة تشبه الجليد، يكتسب الخاصية المغناطيسية في درجة حرارة منخفضة.

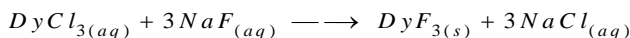
2.1.3 - ثلاثي كلوريد الديسبريسيوم $DyCl_3$

هو مركب ذو لون أبيض مصفر صلب، يمتص الماء بسرعة عند التعرض للرطوبة لتشكل هكسahيدرات ($DyCl_3 \cdot 6H_2O$) وتسخينه يتحلل جزئيا إلى أوكسي كلوريد $DyCl_3$.



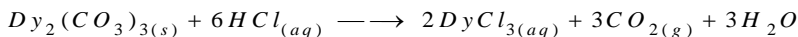
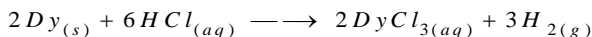
الشكل (1.14) مظهر $DyCl_3$

وهو عبارة عن حمض لويس قوي معتدل، محلوله المائي يستخدم لتحضير الديسبريسيوم الغير قابلة للذوبان مثل: ديسبريسيوم ثلاثي فلوريد وفق التفاعل التالي:



3.1.3 - تحضيره

يمكن تحضير ثلاثي كلوريد الديسبريسيوم عن طريق تفاعل معدن الديسبريسيوم أو ثلاثي كربونات الديسبريسيوم مع حمض الهيدروكلوريك وفق التفاعلات التالية:

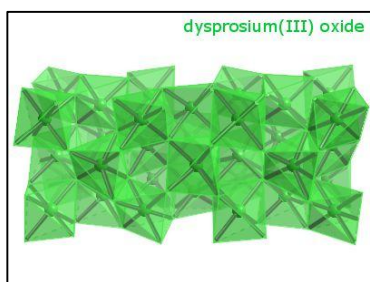


4.1.3 - استخداماته

يمكن استخدام ثلاثي كلوريد الديسبريسيوم كنقطة انطلاق لإعداد أملاح الديسبريسيوم الأخرى.

5.1.3 - ثلاثي أكسيد الديسبريسيوم Dy_2O_3

هو عبارة عن مسحوق أبيض قليل النعومة له استخدامات في السيراميك والزجاج وأشعة الليزر ومصابيح هاليد الديسبريسيوم المعدني.



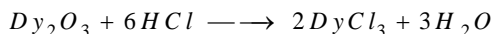
الشكل (3.14) بنية $DyCl_3$




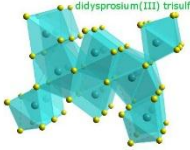
الشكل (2.14) مظهر $DyCl_3$

6.1.3 - تفاعلاته

يمكن أن يتفاعل مع الأحماض لإنتاج ثلاثي أملاح الديسبريسيوم وفق التفاعل التالي:



2.3 - مركبات أخرى

بنية البلورية	اسم المركب
	ثلاثي سيلينيد الديسبريسيوم Dy_2Se_3
	ثلاثي كبريتيد ثنائي الديسبريسيوم Dy_2S_3

3.3 - تفاعلاته

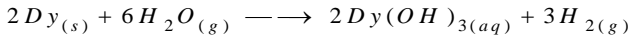
1.3.3 - تفاعله مع الهواء

كباقي اللانثانيدات يحترق الديسبريسيوم بسهولة في الهواء لتشكل أكسيد الديسبريسيوم وفق التفاعل التالي:



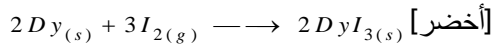
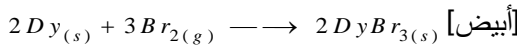
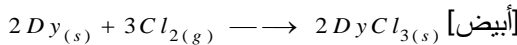
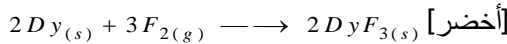
2.3.3 - تفاعله مع الماء

يتفاعل الديسبريسيوم مع الماء لتشكل هيدروكسيد الديسبريسيوم $Dy(OH)_3$ وفق التفاعل التالي:



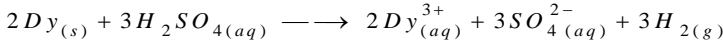
3.3.3 - تفاعله مع الهالوجينات

يتفاعل الديسبريسيوم مع كل الهالوجينات مثله مثل باقي معادن الأتربة النادرة الأخرى ليشكل هاليدات الديسبريسيوم الثلاثية، وفق التفاعلات التالية:



4.3.3 - تفاعله مع الأحماض

بما أن الديسبريسيوم عدد أكسدة (+3) فإنه يتفاعل مع الأحماض لتكوين محاليل صفراء بها معقد $[Dy(OH_2)_9]^{+3}$ وفق التفاعل التالي:



4 - مجال استخدام الديسبريسيوم

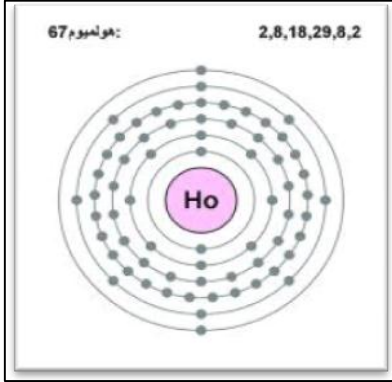
- أ. يستخدم في تطبيقات التحكم النووية لصناعة سبائك الفولاذ المقاوم للصدء.
- ب. امتصاص النيوترونات.
- ت. يستخدم لصنع مواد الليزر.
- ث. يعتبر كمصدر للأشعة تحت الحمراء لدراسة التفاعلات الكيميائية.
- ج. يعتبر مادة مهمة في صناعة الـ CD.
- ح. يضاف الديسبريسيوم إلى سبائك المغنيزيوم للزيادة من صلابة المواد التي تستخدم في النطاقات الجوية وتسهيل تحويلها.
- خ. يمزج الديسبريسيوم مع سبائك المعادن مثل: Fe, Co, Ni, Al لصناعة المغناطيس الدائمة.

5 - تأثير الديسبريسيوم على البيئة

الديسبريسيوم له قابلية عالية على الاشتعال لذا يجب أن يحفظ في أماكن بعيدة عن اللهب المكشوف أو مصادر الاشتعال أو تراكم الشحنات الكهربائية، كما يجب ارتداء ملابس واقية مناسبة عند استعماله وعدم التدخين.

15 - عنصر الهولميوم ${}^{165}_{67}\text{Ho}$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر الهولميوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	67
العدد الكتلي (A)	164
الوزن الذري الغرامي (g)	164,93
نصف القطر الذري (A°)	1,79
الكثافة الحجمية (g/cm^3)	8,8
درجة الانصهار ($^\circ\text{C}$)	1465
درجة الغليان ($^\circ\text{C}$)	2600
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,581
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	-
الكهروسلبية	1,23
الناقلية الكهربائية $(\mu \Omega)^{-1}$	0,011

1 - ما هو الهولميوم؟

الهولميوم عنصر فلزي أبيض طري وهو ثابت في الهواء الجاف وتحت درجة حرارة الغرفة ولكنه يتأكسد بسرعة في الهواء الرطب.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

يسمى الهولميوم بهذا الاسم نسبة للكلمة اللاتينية "*holmia*" وتعني ستوكهولم وقد اكتشف على يد الألماني مارك ديلافونتين وباك لويس سوريت في عام 1978م، وقد لاحظ أن هناك عنصر له قياس شاذ لموجات الطيف وقد أطلقوا عليه اسم العنصر (X).

مثل كل اللانثانيدات، فإن الهالميوم لا يوجد منفردا في الطبيعة ويوجد متحدا مع المعادن الأخرى مثل: الجادولينايت والمونازيت وعناصر أخرى من مجموعة الأترية النادرة.

3 - طرق استحصاله

يتم استخراج الهولميوم تجاريا عن طريق التبادل الأيوني لأترية المونازيت التي تحتوي على نسبة 0,05% من معدن الهولميوم ولكن لازال من الصعوبة عزل الهولميوم عن معادن الأترية النادرة الأخرى.

4 - الخواص الكيميائية للهولميوم

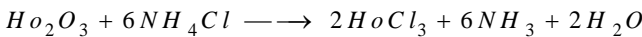
1.4 - مركباته

1.1.4 - ثلاثي كلوريد الهولميوم $HoCl_3$

هو مركب كيميائي غير عضوي يستخدم بشكل رئيسي في مجال البحوث وذلك لكونه يأخذ اللون الأصفر في الإضاءة الطبيعية ويتغير لونه إلى الوردي المشرق في إضاءة الفلورسنت (Fluorescent).

أ - تحضيره

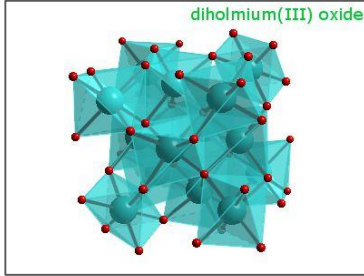
تتشكل عن طريق مزج خليط من ثلاثي أكسيد الهولميوم وكلوريد الأمونيوم عند درجة الحرارة $200^{\circ}C - 250^{\circ}C$ وفق التفاعل التالي:



2.1.4 - ثلاثي أكسيد الهولميوم Ho_2O_3

أ - مظهره

يتميز بلونه الأصفر في وضوح النهار أي تحت ظروف الإضاءة العادية وباللون الناري (البرتقالي الأحمر) تحت الإضاءة ثلاثية الألوان.



الشكل (1.15): مظهر Ho_2O_3 تحت الإضاءة العادية وتحت الإضاءة ثلاثية الألوان. الشكل (2.15): بنية Ho_2O_3

ب - استخداماته

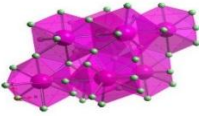
- يستخدم في صنع النظارات الملونة.
- يستخدم في صناعة الزجاج خاصة تلوينها بالأصفر والأحمر.

ج - تأثيره على الإنسان

ثلاثي أكسيد الهولميوم مقارنة مع مركبات أخرى كثيرة ليس خطيرًا للغاية على الرغم من أن التعرض المفرط له يمكن أن يسبب الورم الجبيي ونقص الهيموغلوبين الحر في الدم، وجرعته غير مميزة إلا إذا تعدت 1 غرام لكل كيلوغرام من وزن جسم الإنسان.

3.1.4 - مركبات أخرى

اسم المركب	بنية البلورية
ثلاثي سيلينيد الهولميوم Ho_2Se_3	 diholmium(III) triselenide
ثلاثي كبريتيد الهولميوم Ho_2S_3	 diholmium(III) trisulfide

بنيتة البلورية	اسم المركب
	ثلاثي فلوريد الهولميوم HoF_3

4 - تفاعلاته

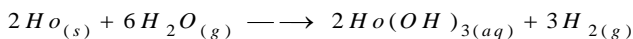
1.2.4 - تفاعله مع الهواء

الهولميوم يتشوه ببطء في الهواء ويحترق بسهولة لتشكيل ثلاثي أكسيد الهولميوم ذو الصيغة Ho_2O_3 وفق التفاعل التالي:



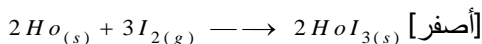
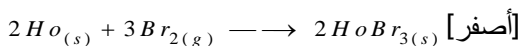
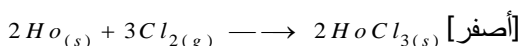
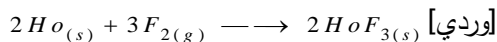
2.2.4 - تفاعله مع الماء

يتميز الهولميوم بالكهروإيجابية العالية فيتفاعل ببطء مع الماء البارد وبسرعة مع الماء الساخن لتشكيل هيدروكسيد الهولميوم $Ho(OH)_3$ وغاز الهيدروجين H_2 وفق التفاعل التالي:



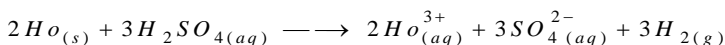
3.2.4 - تفاعله مع الهالوجينات

الهولميوم المعدني يتفاعل مع كل الهالوجينات لتشكيل هاليدات الهولميوم الثلاثية فيتفاعل مع الفلور والكلور والبروم واليود ليشكل على التوالي: ثلاثي فلوريد الهولميوم، ثلاثي كلوريد الهولميوم، ثلاثي بروميد الهولميوم، ثلاثي يوديد الهولميوم، وفق التفاعلات التالية:



4.2.4 - تفاعله مع الأحماض

معدن الهولميوم يذوب بسهولة في حمض الكبريتيك المخفف لتشكيل محاليل تحتوي على أيونه الثلاثي وفق التفاعل التالي:



5 - استخداماته

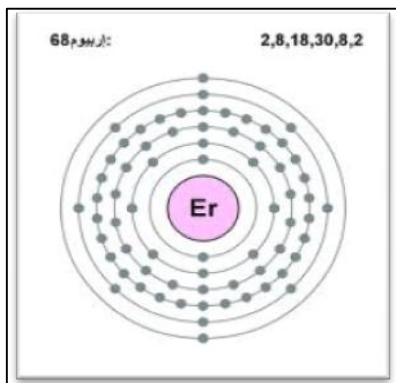
- أ. يستخدم لتكسير حصى الكلية بالليزر.
- ب. يستخدم لصناعة الأدوات الإلكترونية.
- ت. يستخدم لطلاء الزجاج لعكس الأشعة فوق بنفسجية.
- ث. هو أحد الملونات المستخدمة في المجوهرات وذلك لتوفير لون مزدوج بين الأصفر والخوي.
- ج. يمكن استخدامه على هيئة أيون نشط في بعض أجهزة الليزر في الحالة الصلبة.

6 - تأثيره على الإنسان

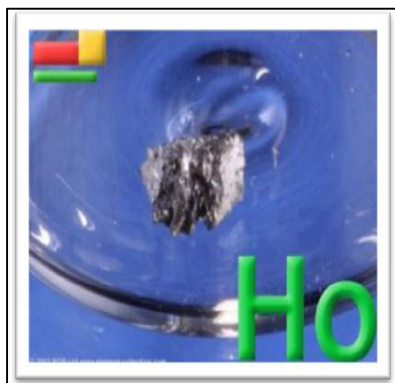
للهولميوم دورا فعالا في عملية الأيض.

16 - عنصر الإربيوم $^{167}_{68}Er$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر الإربيوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	68
العدد الكتلي (A)	169
الوزن الذري الغرامي (g)	168,93
نصف القطر الذري (A°)	1,77
الكثافة الحجمية (g/cm^3)	9,33
درجة الانصهار (C°)	1545
درجة الغليان (C°)	1727
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,597
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	-
الكهروسلبية	1,25
الناقلية الكهربائية ($\mu \Omega$) ⁻¹	0,011

1 - ما هو الأربيوم؟

الإربيوم هو أحد العناصر الفلزية الأرضية النادرة لونه فضي، ثابت في الهواء ولا يتأكسد فيه بنفس السرعة التي يتأكسد بها بعض الفلزات الأرضية النادرة الأخرى.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

تم اكتشاف الإربيوم من قبل كارل جوستاف مونسادير في عام 1843م. وقام مونسادير بعزل "اليتريا" من معدن الجادولينايت لثلاثة أجزاء تسمى يتريا، إربيا، تربيا. وقام بتسمية العنصر الجديد على اسم بلدة تسمى يتري والتي يتواجد فيها كميات كبيرة من اليتريا التي تحتوي على الإربيوم. الإربيا والتيربيا، كانا يسببان بعض التشويش وقتها. وبعد عام 1860م، تم إعادة تسمية التيربيا إلى إربيا وبعد عام 1877م ما كان يعرف بالإربيا تم إعادة تسميته إلى تربيا. وتم عزل الإربيوم النقي في عام 1905م بواسطة جورج أوريان وكارليس جيمس. ولم يتم إنتاج الفلز حتى 1934م عندما قام العمال بتقليل الكلور المائي ببخار البوتاسيوم.

مثل العناصر الأرضية النادرة الأخرى لا يتواجد العنصر حرا في الطبيعة ولكن يتواجد في تراب خام المونازيت. كما يتواجد الإربيوم مع عدد من العناصر الأخرى في معدن الجادولينايت والذي يتواجد في يتري في السويد.

3 - طرق استحصاله

يعتبر الزينوتايم الإيوكسنايت المصدر الأساسي للإربيوم ويتحصل عليه باستخدام تقنية التبادل الأيوني التي تم تطويرها في أواخر القرن العشرين.

4 - الخواص الكيميائية للإربيوم

هو عنصر ثلاثي التكافؤ، وهو يشبه العناصر الأرضية النادرة الأخرى، وتتحدد خواص الإربيوم بدرجة الشوائب الموجودة.

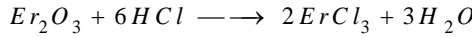
1.4 - مركباته

1.1.4 - ثلاثي أكسيد ثنائي الإربيوم Er_2O_3

يحترق الإربيوم بسهولة ليشكل ثلاثي أكسيد الإربيوم، وهو مركب لا ينحل في الماء فهو ينحل في الأحماض المعدنية كما أنه يمتص بسهولة الرطوبة وثاني أكسيد الكربون الموجود في الهواء.

2.1.4 - ثلاثي كلوريد الإربيوم $ErCl_3$

يمكن لثلاثي أكسيد ثنائي الإربيوم أن يتفاعل مع الأحماض ليعطي ملح موافق، فتفاعله مع حمض الهيدروكلوريك يعطي ثلاثي كلوريد الإربيوم وفق التفاعل التالي:



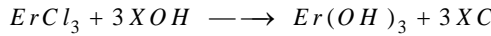
الشكل (1.16) مظهر $ErCl_3$

3.1.4 - ثلاثي كلوريد هكساهدرات الإربيوم $ErCl_3 \cdot 6H_2O$

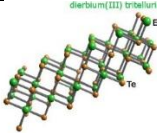
يتميز انهيدر الإربيوم الثلاثي باللون البنفسجي وهو صلب ويمكن أن يعطي لنا: ثلاثي كلوريد هكساهدرات الإربيوم بالتسخين والذي يتميز بشكله البلوري ولونه الوردي.


4.1.4 - هيدروكسيد الإربيوم $Er(OH)_3$

يمكن لثلاثي كلوريد الإربيوم أن يتفاعل مع القواعد ليعطي لنا هيدروكسيد الإربيوم وفق التفاعل التالي:



5.1.4 - مركبات أخرى

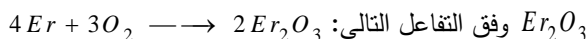
بنية البلورية	اسم المركب
	ثلاثي كبريتيد ثنائي الإربيوم Er_2S_3
	ثلاثي تليريد ثنائي الإربيوم Er_2Te_3

بنيتة البلورية	اسم المركب
	ثلاثي سيلينيد ثنائي الإربيوم Er_2Se_3

2.4 - تفاعلاته

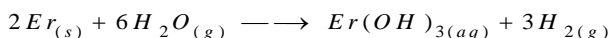
1.2.4 - تفاعله مع الهواء

الإربيوم المعدني يتشوه ببطء في الهواء ويحترق بسهولة لتشكيل ثلاثي أكسيد الإربيوم ذو الصيغة



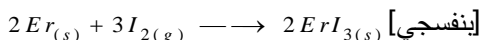
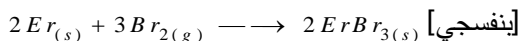
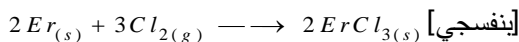
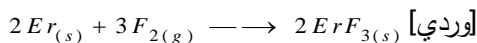
1.2.4 - تفاعله مع الماء

معدن الإربيوم الأبيض الفضي اللون ذو الكهروإيجابية العالية فيتفاعل ببطء مع الماء البارد وبسرعة مع الماء الساخن لتشكيل هيدروكسيد الإربيوم وفق التفاعل التالي:



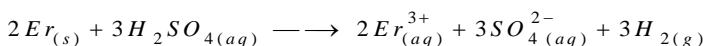
2.2.4 - تفاعله مع الهالوجينات

الإربيوم يتفاعل مع كل الهالوجينات ليعطي هاليدات الإربيوم الثلاثية ومنه يتفاعل مع الفلور والكلور والبروم واليود ليشكل على التوالي: ثلاثي فلوريد الإربيوم، ثلاثي كلوريد الإربيوم، ثلاثي بروميد الإربيوم، ثلاثي يوديد الإربيوم، وفق التفاعلات التالية:



4.2.4 - تفاعله مع الأحماض

الإربيوم يذوب بسهولة في حمض الكبريتيك ليعطي محلول بلون أصفر وفق التفاعل التالي:

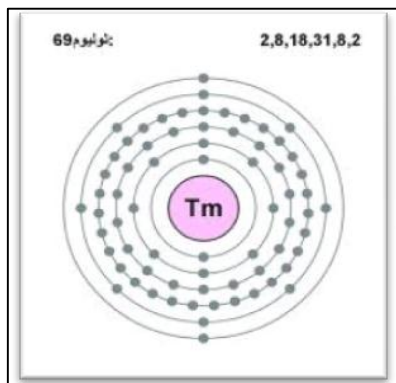


5 - مجال استخدام الإربيوم

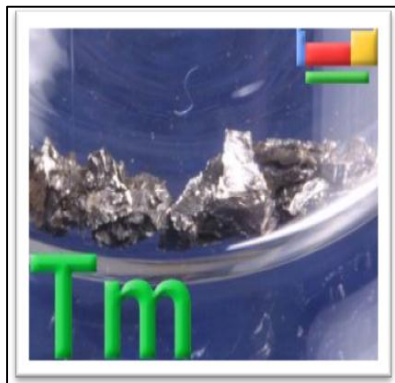
- أ. تختلف الاستخدامات اليومية للإربيوم. فإنه يستخدم غالبا كمرشح للتصوير الفوتوغرافي ونظرا لطواعيته فإنه مفيد في إضافته للفلات.
- ب. يستخدم في الأبحاث النووية كمتص للنيوترون.
- ت. يستخدم كعامل إشابة في المضخمات البصرية.
- ث. عند إضافته للفاناديوم كسبيكة يقلل من صلابته ويحسن من القدرة على تشغيله.
- ج. لأكسيد الإربيوم لون وردي ولذلك فإنه يستخدم أحيانا كملون للزجاج والخزف. ويستخدم حينها الزجاج كعدسات في النظارات الشمسية الرخيصة.
- ح. تستخدم بللورات الإربيوم في عمل أشعة الليزر، والمضخمات البصرية.

17 - عنصر الثوليوم $^{168}_{69}Tm$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر الثوليوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	69
العدد الكتلي (A)	169
الوزن الذري الغرامي (g)	168,93
نصف القطر الذري (A°)	1,77
الكثافة الحجمية (g/cm^3)	9,33
درجة الانصهار (C°)	1545
درجة الغليان (C°)	1727
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,597
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	-
الكهروسلبية	1,25
الناقلية الكهربائية $(\mu \Omega)^{-1}$	0,011

1 - ما هو الثوليوم؟

الثوليوم هو أحد العناصر الأرضية النادرة وهو أقلها وفرة، يمتاز بليونته عالية، معدنه النقي يتميز ببريق فضي مستقر بشكل معقول في الهواء ولكن يجب حمايته من الرطوبة.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

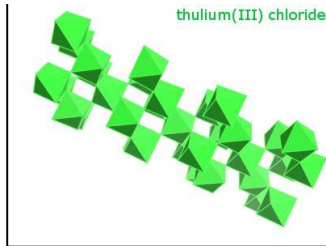
اكتشف الثوليوم بواسطة الكيميائي السويدي بيرثيودوليف في عام 1879 وذلك عند ملاحظته لأكاسيد بعض عناصر الأتربة النادرة الأخرى، وقد بدأ كليف بإزالة كل تركيزات الأكسجين وبعد عمليات إضافية حصل على مادتين: واحدة بنية اللون، والأخرى خضراء. المادة البنية كانت هي أكسيد الهولميوم أطلق عليها كليف اسم "هولميا" والمادة الخضراء كانت أكسيد لمادة غير معروفة وقد أسماها كليف باسم "توليا" وهي مادة الثوليوم فيما بعد، ولا يوجد عنصر الثوليوم إطلاقاً بصفة نقية في الطبيعة ولكن يوجد بكميات صغيرة في معادن الأتربة النادرة، ويوجد بصفة أساسية في المونازيت بنسبة 0,007%، كما يوجد في أتربة الأنهار.

3 - الخواص الكيميائية للثوليوم

1.3 - مركباته

1.1.3 - ثلاثي كلوريد الثوليوم $TmCl_3$

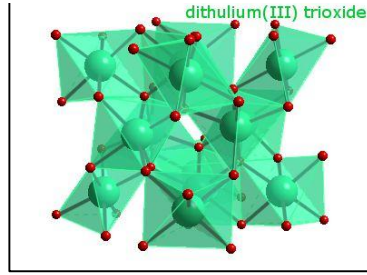
يكون على شكل بلورات صفراء يمكن الحصول عليه بإضافة أكسيد الثوليوم إلى حمض الهيدروكلوريك المركز، كما يمكن أن يتفاعل مع الهواء لتشكيل أكسيد الثوليوم.



الشكل (1.17) بنية $TmCl_3$

2.1.3 - ثلاثي أكسيد ثنائي الثوليوم TmO_2

يكون على شكل بلورات ذات لون أخضر شاحب، يمكن تحضيره في المختبر عن طريق حرق معادن الثوليوم في الهواء، أو عن طريق تحليل نترات الثوليوم.



الشكل (2.17) بنية TmO_2

3.1.3 - مركبات أخرى

بنية البلورية	اسم المركب
	ثنائي كلوريد الثوليم $TmCl_2$
	ثلاثي كبريتيد ثنائي الثوليم Tm_2S_3

2.3 - تفاعلاته

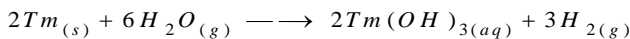
1.2.3 - تفاعله مع الهواء

ينتشوه معدن الثوليم ببطء في الهواء ويحترق بسهولة لتشكل ثلاثي أكسيد ثنائي الثوليم وفق التفاعل التالي:



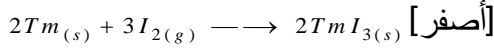
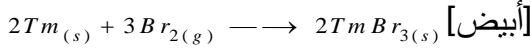
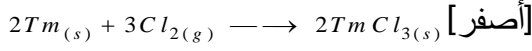
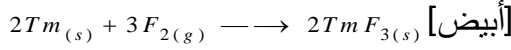
2.2.3 - تفاعله مع الماء

كباقي اللانثانيدات الثوليم يتفاعل ببطء مع الماء البارد وبسرعة مع الماء الساخن لتشكل هيدروكسيد الثوليم $Tm(OH)_3$ ويصحب هذا التفاعل انطلاق غاز الهيدروجين H_2 وفق التفاعل التالي:



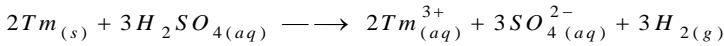
3.2.3 - تفاعله مع الهالوجينات

يتفاعل الثوليوم مع الهالوجينات لتكوين هاليدات الثوليوم وفق التفاعلات التالية:



4.2.3 - تفاعله مع الأحماض

الثوليوم معدن ينحل بسهولة في حامض الكبريتيك لتشكيل محلول أخضر شاحب وفق التفاعل التالي:

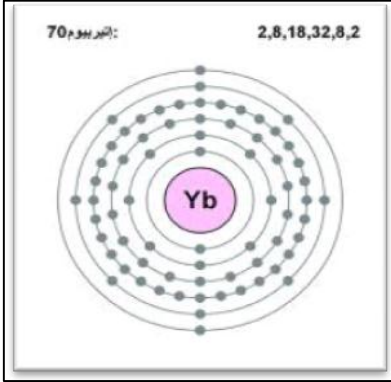


4 - مجال استخدام الثوليوم

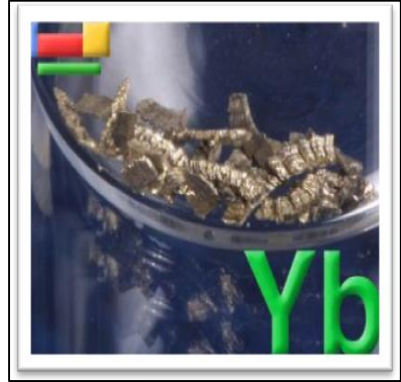
- أ. يستخدم كمصدر إشعاع في أجهزة الأشعة السينية.
- ب. يستخدم في صناعة السبائك.
- ت. يستخدم في الطبقات الحديدية (المواد المغناطيسية، السيراميك) المستخدمة في معدات الميكرويف.

18 - عنصر اليتيربيوم $^{173}_{70}\text{Yb}$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر اليتيربيوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	70
العدد الكتلي (A)	173
الوزن الذري الغرامي (g)	173,04
نصف القطر الذري (A°)	1,94
الكثافة الحجمية (g/cm³)	6,98
درجة الانصهار (C°)	824
درجة الغليان (C°)	1427
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,603
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	-
الكهروسلبية	-
الناقلية الكهربائية $(\mu \Omega)^{-1}$	0,035

1 - ما هو اليتيربيوم؟

اليتيربيوم عنصر فلزي قابل للسحب والطرق والتشكيل لامع وفضي اللون. يتأكسد ببطء في الهواء، يتفاعل مع الماء، غباره قابل للاشتعال، يستعمل في التجارب المعدنية والكيميائية.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف اليتيربيوم عام 1878م من قبل جين دي ماريچناك (فرنسا)، وكان هذا الكيميائي قد حيره وأثارة تطلعه الخواص التي ظهرت على ركاز يستخرج منه الإربيوم، سمي لهذا السبب اربيين. فوصل الكيميائي إلى نتيجة وهي أن الركاز يحتوي على شيء آخر غير الإربيوم. وسمي العنصر على اسم Ytterby، قرية في السويد، التي دخل اسمها في أربعة عناصر: إتريوم (^{39}Y)، تيربيوم (^{65}Tb)، اربيوم (^{68}Er)، واثيربيوم (^{70}Yb).
يوجد اليتيربيوم في المعادن مثل اليتيريا، المونازيت، الجادولينايت والإكزينايت، وهو ليس شديد الندرة، وتبلغ وفرته 2,7 غرام في الطن الواحد.

3 - طرق استحصاله

إن دراسة اليتيربيوم لم تبدأ بشكل عميق إلا قبل الحرب العالمية الثانية حيث يتم استحصاله من الأتربة النادرة بطريقة التبادل الأيوني، مثله مثل باقي اللانثانيدات (معادن الأتربة النادرة).

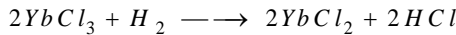
4 - الخواص الكيميائية لليتيربيوم

1.4 - مركباته

1.1.4 - هاليدات

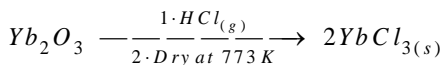
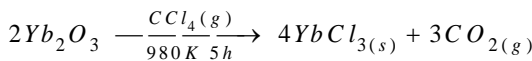
أ - ثنائي كلوريد اليتيربيوم $YbCl_2$

ثنائي كلوريد اليتيربيوم مركب كيميائي صنع لأول مرة سنة 1929م من قبل و. ك. كليمن و. و. شيث باراجاع ثلاثي كلوريد اليتيربيوم بواسطة الهيدروجين وفق التفاعل التالي:



ب - ثلاثي كلوريد اليتيربيوم $YbCl_3$






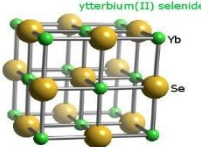
يتم تحضيره انطلاقاً من ثلاثي أكسيد اليتيربيوم وفق التفاعلات التالية:





الشكل (1.18) مظهر $YbCl_3$

2.1.4 - مركبات أخرى

بنية البلورية	اسم المركب
 ytterbium(II) chloride	ثنائي كلوريد اليتيربيوم $YbCl_2$
 ytterbium(III) fluoride	ثلاثي فلوريد اليتيربيوم YbF_3
 ytterbium(III) fluoride	ثلاثي أكسيد اليتيربيوم YbO_3
 ytterbium(III) oxide	ثلاثي كبريتيد اليتيربيوم Yb_2S_3
 diytterbium(III) sulfide	ثلاثي سيلينيد اليتيربيوم $YbSe$
 ytterbium(II) selenide	ثلاثي تيلوريد اليتيربيوم $YbTe$

2.4 - تفاعلاته

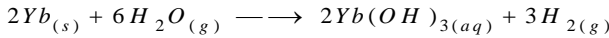
1.2.4 - تفاعله مع الهواء

اليتيربيوم يتشوه ببطء في الهواء ويحترق بسهولة لتشكيل ثلاثي أكسيد اليتيربيوم ذو الصيغة Yb_2O_3 وفق التفاعل التالي:



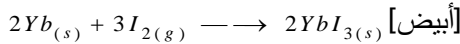
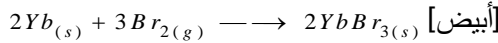
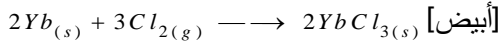
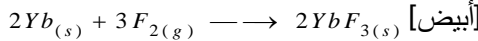
2.2.4 - تفاعله مع الماء

يتميز اليتيربيوم بالكهروإيجابية العالية فيتفاعل ببطء مع الماء البارد وبسرعة مع الماء الساخن لتشكيل هيدروكسيد اليتيربيوم $Yb(OH)_3$ وغاز الهيدروجين H_2 وفق التفاعل التالي:



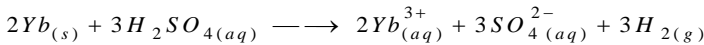
3.2.4 - تفاعله مع الهالوجينات

اليتيربيوم المعدني يتفاعل مع كل الهالوجينات لتشكيل هاليدات اليتيربيوم الثلاثية فيتفاعل مع الفلور والكلور والبروم واليود ليشكل على التوالي محاليل بيضاء من: ثلاثي فلوريد اليتيربيوم، ثلاثي كلوريد اليتيربيوم، ثلاثي بروميد اليتيربيوم، ثلاثي يوديد اليتيربيوم، وفق التفاعلات التالية:



4.2.4 - تفاعله مع الأحماض

معدن اليتيربيوم يذوب بسهولة في حمض الكبريتيك المخفف لتشكيل محاليل تحتوي على أيون اليتيربيوم الثلاثي وفق التفاعل التالي:



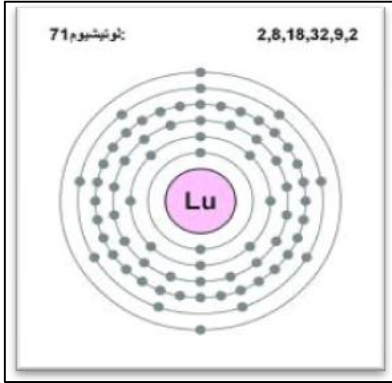
5 - مجال استخدام اليتيربيوم

- أ. تستخدم في تحسين خواص الفولاذ المقاوم للصدأ.
- ب. يستخدم في تحسين القوة الميكانيكية المستعملة في صقل الحبوب.
- ت. أحد النظائر يستخدم كمصدر إشعاع كبديل لجهاز الأشعة السينية المحمولة عندما تكون الكهرباء غير متوفرة.

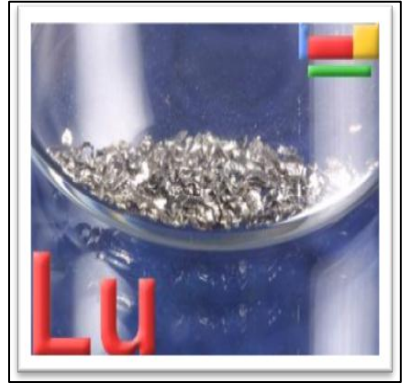
ث. الليزر

19 - عنصر اللوتيتيوم $^{175}_{71}Lu$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر اللوتيتيوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	71
العدد الكتلي (A)	174
الوزن الذري الغرامي (g)	174,97
نصف القطر الذري (A°)	1,75
الكثافة الحجمية (g/cm^3)	9,84
درجة الانصهار (C°)	1652
درجة الغليان (C°)	3227
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,524
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	-
الكهروسلبية	1,27
الناقلية الكهربائية $(\mu \Omega)^{-1}$	0,015

1 - ما هو اللوتيتيوم؟

اللوتيتيوم هو عنصر فلزي من عناصر المجموعة الأرضية النادرة، وغالبا ما يقع اللوتيتيوم مع الإيتريوم، عند التقيد بقواعد المستويات الفرعية للجدول الدوري والسلاسل الكيميائية، فإنه يتم وصف اللوتيتيوم كعنصر انتقالي، لكنه عموما يوصف على أنه لانثينيد وذلك حسب الـ IUPAC.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

تعني كلمة لوتيتيا باللاتينية (باريس) تم اكتشافه مستقلا في عام 1907م بواسطة العالم الفرنسي جورج أوربان وأحد علماء المعادن الأستراليين البارون كارل أوبر فون ويلسباخ. ووجد كلاهما اللوتيتيوم كتلوث في معدن اليتريا والذي كان يظن أنه يحتوي على العنصر إيتريوم من الكيميائي جين كارليس جاليسارد ماريناك وآخرون.

وتم وصف فصل اللوتيتيوم من إيتريوم ماريناك عن طريق أوربان وبالتالي كان له شرف الاكتشاف. واختار للعنصر نيو إيتريوم ولوتيكيوم كأسماء له، ولكن تم إرجاع الاسم نيو إيتريوم إلى عنصر الإيتريوم في عام 1949م وتم تسمية العنصر باللوتيتيوم.

يتواجد مع تقريبا كل الفلزات الأرضية النادرة ولكن لا يتواجد بمفرده، ويصعب للغاية فصل اللوتيتيوم من العناصر الأخرى وهو أقل العناصر وفرة على الإطلاق. وبالتالي، هو أحد أغلى الفلزات، وتبلغ قيمته 6 مرات تقريبا مثل الذهب.

3 - طرق استحصاله

أهم مصادر اللوتيتيوم هو المعدن الأرضي النادر للفوسفات المونازيت: (Ce, La, PO_4) ، ويحتوي على 0,003% من العنصر. فلز اللوتيتيوم النقي تم عزله حديثا وهو صعب للغاية في تحضيره (وهو أحد وأغلى العناصر الأرضية النادرة). ويتم فصله من العناصر الأرضية النادرة الأخرى بواسطة التبادل الأيوني ثم يتم الحصول عليه في شكله العنصري باختزال $LuCl_3$ المائي أو LuF_3 بواسطة فلز أو فلز قلوي ترابي.

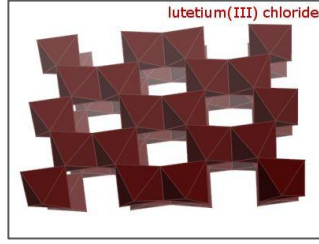
4 - الخواص الكيميائية للوتيتيوم

1.4 - مركباته

1.1.4 - ثلاثي كلوريد اللوتيتيوم $LuCl_3$

هو مركب كيميائي يتكون من الكلور واللوتيتيوم، وهو عبارة عن بلورات استرطابية بيضاء عند تسخينها مع معدن الكالسيوم تنتج لنا معدن اللوتيتيوم النقي وفق التفاعل التالي:





الشكل (1.19) بنية $LuCl_3$

2.1.4 - $Al_5Lu_3O_{12}$

يتم استخدامها كمادة الانكسار عالية في العدسات. كما يمكن استخدامها كمخدر مع السيريوم مظهرها المتلألئ يجعل منه مرشحا لارتفاع طاقة الفوتون.

3.1.4 - ثلاثي أكسيد اللوتيتيوم Lu_2O_3

هو عبارة عن مادة صلبة بيضاء، تستخدم أحيانا في إعداد النظارات الخاصة. ويسمى أيضا *lutecia*، أو اللوتيسيا.

يستخدم في المواد الفائقة التوصيل وهي مادة خام مهمة ليزر البلورات. كما أن لديها استخدامات متخصصة في السيراميك والزجاج، وأشعة الليزر. كما يستخدم كمحفز في الكسير، الألكلة، والهدرجة البلمرة.

4.1.4 - مركبات أخرى

بنية البلورية	اسم المركب
	ثلاثي فلوريد اللوتيتيوم LuF_3
	ثلاثي يوديد اللوتيتيوم LuI_3
	ثلاثي كبريتيد اللوتيتيوم Lu_2S_3

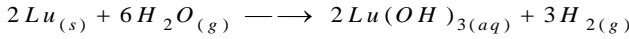
2.4 - تفاعلاته

1.2.4 - تفاعله مع الهواء

اللوتيتيوم يتشوه ببطء في الهواء ويحترق بسهولة لتشكيل ثلاثي أكسيد اللوتيتيوم ذو الصيغة Lu_2O_3 وفق التفاعل التالي: $4Lu + 3O_2 \longrightarrow 2Lu_2O_3$

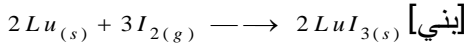
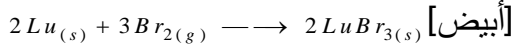
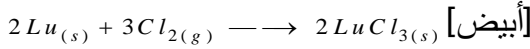
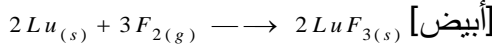
2.2.4 - تفاعله مع الماء

اللوتيتيوم يتفاعل ببطء مع الماء البارد وبسرعة مع الماء الساخن لتشكيل هيدروكسيد اللوتيتيوم $Lu(OH)_3$ وغاز الهيدروجين H_2 وفق التفاعل التالي:



3.2.4 - تفاعله مع الهالوجينات

اللوتيتيوم يتفاعل مع كل الهالوجينات لتشكيل هاليدات، وفق التفاعلات التالية:



4.2.4 - تفاعله مع الأحماض

اللوتيتيوم يذوب بسهولة في حمض الكبريتيك لتشكيل محاليل تحتوي على أيونه الثلاثي وفق التفاعل التالي: $2Lu_{(s)} + 3H_2SO_{4(aq)} \longrightarrow 2Lu_{(aq)}^{3+} + 3SO_{4(aq)}^{2-} + 3H_{2(g)}$

5 - مجال استخدام اللوتيتيوم

أ. يستخدم في سبائك المعادن كحافز في بعض العمليات.

ب. يتم استخدام جرانيت اللوتيتيوم ألومنيوم ($Al_5Lu_3O_{12}$) كعدسة في الطباعة الحجرية المغموسة ذات معامل الانكسار العالي.

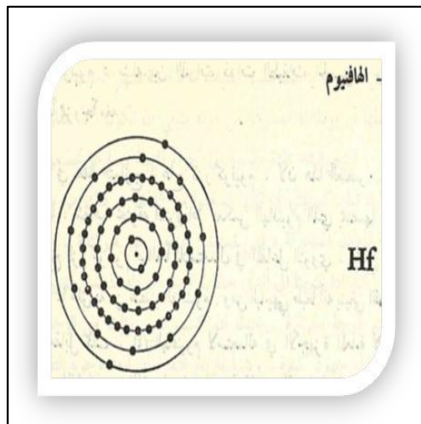
ت. يستخدم كحافز في عمليات تكرير البترول في المصافي ويمكن أن يستخدم أيضا في الألكلة، والهدرجة، والبلزمة.

6 - تأثير اللوتيتيوم على الإنسان والبيئة

مثل الفلزات الأرضية النادرة الأخرى، ينظر للوتيتيوم على أن له سمية منخفضة، ولكن يجب التعامل معه بحرص وخاصة مركباته، ولتراب الفلز خطورة من ناحية الاشتعال والانفجار، ولا يلعب اللوتيتيوم أي دور حيوي في جسم الإنسان ولكن يظن أنه يساعد في
حث عملية الأيض

20 - عنصر الهافنيوم $^{178}_{72}\text{Hf}$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر الهافنيوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	72
العدد الكتلي (A)	178
الوزن الذري الغرامي (g)	178,49
نصف القطر الذري (Å)	1,67
الكتلة الحجمية (g/cm ³)	13,1
درجة الانصهار (C°)	2222
درجة الغليان (C°)	5400
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,654
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	-
الكهروسلبية	1,3
الناقلية الكهربائية (μ Ω) ⁻¹	0,03

1 - ما هو الهافنيوم؟

الهافنيوم فلز له خواص ميكانيكية ممتازة، ويمتص النيوترونات بشكل ممتاز ويعتبر أول عنصر يكتشف بأشعة X كما أنه يشبه كثيرا عنصر الزركونيوم في البنية الإلكترونية.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف الهافنيوم من قبل العالمين "ديريك كوشتر" و "جيورجي هفريسي" عام 1923م اشتق اسمه من مدينة كوبن هاغن باللاتينية **Hafnia**، يعتبر أول عنصر اكتشف بالأشعة السينية. يوجد فلز الهافنيوم مرافقا للزركونيوم، ففي أي مكان يوجد الزركونيوم يوجد الهافنيوم ولو بكميات قليلة، وهناك تشابه بين الفلزين الناتج عن البنية الإلكترونية وتساوي نصفي قطريهما، لذلك فصلهما يحتاج إلى 500 عملية إذابة وتبلور، تعتمد جميعها على التباين الطيفي جدا في ذوبانية أملاح هذين العنصرين.

3 - طرق استحصاله

تشكل كلوريدات الهافنيوم والزركونيوم معقدات ثابتة جدا مع أوكسالات كلوريد الفوسفور $(POCl_3)_2$, $(HfCl_4)_3$, $(ZnCl_4)_3$, وهي ذات درجات غليان مختلفة، ويساعد هذا الاختلاف في فصل كلا الفلزين عن بعضهما. إن الطريقة الأنجع لفصلهما عن بعضهما هي طريقة كروماتوغرافيا العمود، إذ بعد تمديد محاليل كلوريديهما في الميثانول اللامائي عبر عمود فصل كروماتوغرافي سليكاجل السيليس كحامل وطور سائل متحرك لحمض الهيدروكلوريك HCl (1,9 مولاري) مع الميثانول نحصل أولا على فلز الزركونيوم ثم الهافنيوم، لأنه أكثر امتزازا على الحامل من الزركونيوم، يستخلص بعد ذلك الهافنيوم بواسطة محلول حمض الكبريتيك (7 مولاري).

4 - الخصائص الكيميائية للهافنيوم

لا يجمع الهافنيوم بسهولة مع الأكسجين في الهواء والماء، ولا يتفاعل مع الأحماض الضعيفة، من بين مركباته نذكر:

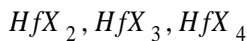
1.4 - أكسيد الهافنيوم الرباعي

مركب كيميائي صيغته HfO_2 ، يكون على شكل بلورات بيضاء إلى زهرية اللون، يعد واحدا من أكثر المركبات ثباتا وشيوعا بالنسبة لعنصر الهافنيوم، لا يذبل في الماء لكنه يتفاعل مع الأحماض القوية مثل: حمض الكبريتيك المركز، كما يتفاعل مع الأسس القوية لذا يعد من الأكاسيد المذبذبة،

ويتفاعل مع مع الكلور في درجات حرارة مرتفعة بوجود الغرافيت أو رباعي كلور الميثان ليعطي كلوريد الهافنيوم الرباعي.

2.4 - هاليدات الهافنيوم

يتفاعل الهافنيوم بالتسخين مع أحد الهالوجينات ويتشكل:



3.4 - كبريد الهافنيوم الرباعي

مركب كيميائي صيغته HfC ، يكون على شكل مسحوق رمادي، يمكن الحصول عليه من الاختزال الكربو حراري لأكسيد الهافنيوم باستخدام الغرافيت، لا ينحل كبريد الهافنيوم في الماء، يمتاز بصلادته وارتفاع درجة انصهاره.

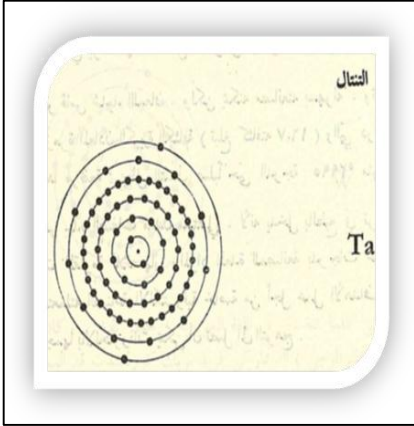
4.4 - تفاعله مع الكبريت

يتفاعل الهافنيوم مع الكبريت ليشكل ثاني كبريت الهافنيوم HfS_2 وفق المعادلة:



21 – عنصر التنتالوم $^{181}_{73}Ta$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر التنتالوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	73
العدد الكتلي (A)	181
الوزن الذري الغرامي (g)	180,94
نصف القطر الذري (A°)	1,49
الكثلة الحجمية (g/cm³)	16,6
درجة الانصهار (C°)	2996
درجة الغليان (C°)	5425
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,761
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	-
الكهروسلبية	1,5
الناقلية الكهربائية $(\mu \Omega)^{-1}$	0,081

1 - ما هو التنتالوم؟

التنتالوم فلز قاس شديد اللمعان.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف من قبل الكيميائي السويدي "أكبرغ" سنة 1802م، اشتق اسمه من اسم شخصية أسطورية يونانية (Tantalus) وهو ملك العذاب، دلالة على العذاب والمعاناة التي لاقاها مكتشف هذا العنصر.

يوجد فلز التنتالوم والنيوبيوم في الطبيعة معا، والخام (الركاز) المشترك الذي يضمهما هو المعقد نيوبنتال وتركيبه $Fe[(Nb, Ta)O_3]_2$ ، ويمكن أن تحل ذرة المنغنيز محل ذرة الحديد، وقد يوجد كلا العنصرين في خام يحتوي التيتانيوم أوالعناصر الأرضية النادرة، وتوجد هذه الخامات في المنطقة الاستوائية التي يعثر عليها خاصة في استراليا والبرازيل والزاثير.

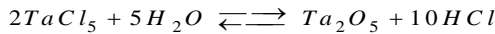
3 - طرق استحصاله

تكون عملية استخلاص التنتالوم وفصله عن فلز النيوبيوم صعبة للغاية إلا أن مبدأها يعتمد على تحويل العنصرين لأملاح الصوديوم الذائبة، وتبدأ العملية بالصهر المؤكسد للفلزات في وسط أساسي ثم إضافة الماء الساخن فنحصل على محلول يحتوي على أيونات نيوبات، تيتانات، تنجستات وموليبيدات في حين يبقى الحديد، المنغنيز والسليكون مع المواد غير الذائبة، يفصل المحلول الصودي ويعالج بحمض فنحصل على أحماض أو أكاسيد Mo, Ti, W, Ta, Nb . يعالج المجموع العام بمحلول فلوريد البوتاسيوم (KF) بوسط من حمض هيدروفلوريك HF المركز، فينفصل مركب K_2NbOF_5 قليل الذوبان ويبقى مركب التنتالوم K_2TaF_7 ، ثم نقوم بفصل فلز التنتالوم من محلول تنتالات البوتاسيوم K_2TaF_7 بالتحليل الكهربائي.

4 - الخواص الكيميائية للتنتالوم

1.4 - أكسيد التنتالوم الخماسي

من أهم الأكاسيد نحصل عليه من التأثير المباشر للأكسجين في الفلز بالتسخين أو نزع الماء من حمض الفلز الناتج من إماهة الكلوريد الخماسي للفلز فوق التفاعل التالي:



ويتشكل أيضا من حرق جميع مركبات الفلز في الأكسجين.

ويعتبر هذا الأكسيد بلا ماء حمض ضعيف يتفاعل مع كربونات الصوديوم المنصهرة وتعطي أورثونيوبيات الصوديوم:



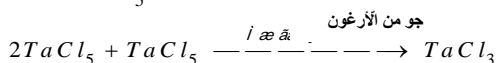
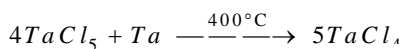
2.4 - هليدات التنتالوم

1.2.4 - كلوريداته

يعرف فلز التنتالوم كلوريد خماسي $TaCl_5$ الذي نحصل عليه من التأثير المباشر لمركبات التنتالوم أو من معالجة أكاسيده بغاز الكلور Cl_2 والكربون، أو رابع كلوريد الكربون CCl_4 في وسط معتدل:



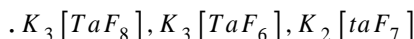
أما المركبات الكلورية الأخرى $TaCl_4$ و $TaCl_3$ ، ويمكن تحضيرها وفق المعادلات التالية:



جميع المركبات $TaCl_4$ و $TaCl_3$ قابلة للاختزال بالهيدروجين لتعطي فلز التنتالوم الحر.

2.2.4 - فلوريدات التنتالوم

يعطي فلز التنتالوم فلوريد خماسي TaF_5 ، كما يمكن تشكيل معقدات مهمة هي:



3.4 - كربيدات التنتالوم

يعرف للتنتالوم نوعان من الكربيدات: TaC, Ta_2C ، تلعب هذه الكربيدات دورا مهما في بعض أنواع الفولاذ الخاصة.

4.4 - نتريدات التنتالوم

يعرف نتريد واحد للتنتالوم وهو TaN .

5.4 - كبريتيدات التنتالوم

يعرف للتنتالوم الكبريتيد (TaS_2) الذي يحضر من تأثير كبريتيد الكربون CS_2 على أكسيد التنتالوم الخماسي Ta_2O_5 .

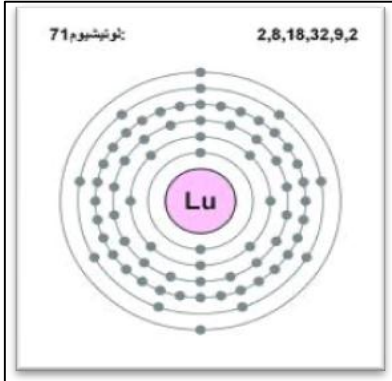
5 - مجال استعمال عنصر التنتالوم

يستخدم التنتالوم في الصناعة الكيميائية فهو يقاوم تأثير الأحماض ويثبت الكربون داخل الفولاذ ونظرا لدرجة انصهاره العالية فإنه يستخدم في الصناعات الإلكترونية. العيب الوحيد لهذا العنصر هو ثمنه المرتفع نتيجة لندرته، إن وفرة التنتالوم في قشرة الأرض تقدر بغرامين في الطن.

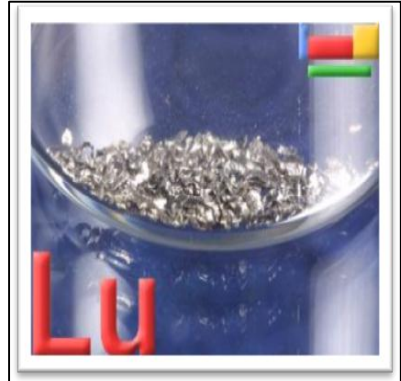
$^{184}_{74}\text{W}$

22 - عنصر التنغستن

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر التنغستن

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	74
العدد الكتلي (A)	183
الوزن الذري الغرامي (g)	183,85
نصف القطر الذري (A°)	1,41
الكثافة الحجمية (g/cm ³)	19,3
درجة الانصهار (C°)	4000
درجة الغليان (C°)	5930
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,77
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	-
الكهروسلبية	2,36
الناقلية الكهربائية (μ Ω) ⁻¹	0,181

1 - ما هو التنغستن؟

التنغستن فلز انتقالي، ذو لون رمادي، سهل القصف وصعب التطويع، ولكن يمكن التعامل معه بسهولة في حالات الصهر والتشكيل إذا كان نقيا. يتمتع التنغستن النقي من بين جميع الفلزات بأعلى درجة انصهار وأعلى قوة شد، ولكنه يملك أخفض معامل تمدد حراري وكذلك أخفض ضغط بخار.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

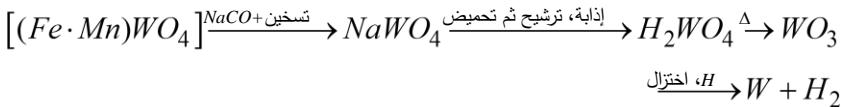
اكتشف التنغستن من قبل الأخوين "دون فوستو" و "دون دوان دولهويار" عام 1783م حيث نجح في عزله بواسطة فحم الخشب ونالا سمعة مرموقة بسبب اكتشاف هذا العنصر، وكلمة تنغستن تعني بالسويدية الحجر الثقيل، وكان يسمى قديما (ولفرام) وهذا هو الأصل في اعتماد صيغته الكيميائية W .

يوجد التنغستن بنسبة 10^{-4} % من القشرة الأرضية على شكل خام الشيليت ($CaWO_4$) وخام الولفراميت المكون من مركبين الأول الفيربريت ($FeWO_4$) والثاني الهوبرنيت ($MnWO_4$).

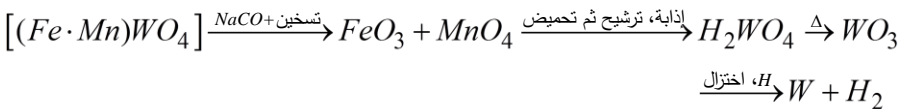
3 - طرق استحصاله

يحضر التنغستن بطريقتين: طريقة حمضية وأخرى أساسية حيث نستعمل في ذلك خام الولفراميت $[Fe, Mn)WO_4]$ ، نتحصل في كل من الطريقتين على أكسيد التنغستن السداسي بالهيدروجين فننتحصل على مسحوق معدن التنغستن.

1.3 - الطريقة الحمضية



2.3 - الطريقة الأساسية



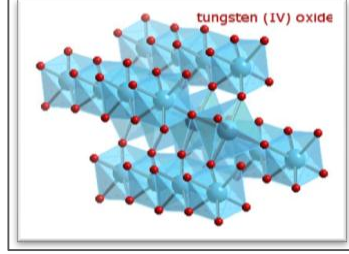
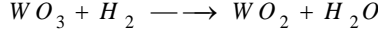
4 - الخواص الكيميائية للتنغستن

1.4 - مركباته

1.1.4 - أكاسيده

أ - ثنائي أكسيد التنغستن WO_2

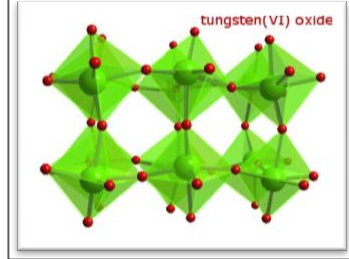
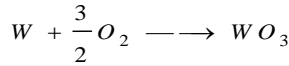
هو مركب رباعي التكافؤ صيغته WO_2 تتشكل وفق التفاعل التالي:



الشكل (1.22) بنية WO_2

ب - ثلاثي أكسيد التنغستن WO_3

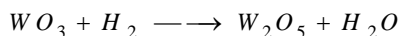
يتحد التنغستن مع الأكسجين بشكل نمذجي ليشكل أكسيد التنغستن الأصفر WO_3 وفق التفاعل التالي:



الشكل (1.22) بنية WO_3

ج - خماسي أكسيد التنغستن W_2O_5

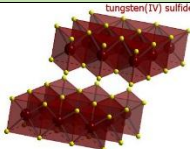

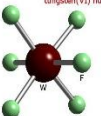
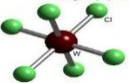
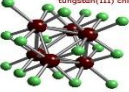
ينتج من التفاعل التالي:



2.1.4 - كربيداته

يعرف له الكربيدان (WC, W_2C) وينتجان عن تسخين مسحوق التنغستن مع الكربون وبعدها من أفسى الكربيدات، ويعد WC ناقلا كهربائيا فعالا، أما WC_2 فهو أقل ناقلية منه ويسلك كربيدا التنغستن سلوكا مشابها لسلوك التنغستن الحر وهما مقاومان للهجوم الكيميائي، في أنهما يتفاعلان بقوة مع الكلور ليشكلا سداسي كلوريد التنغستن WCl_6 .

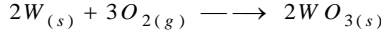
3.1.4 - مركبات أخرى

بنية البلورية	اسم المركب
	ثنائي كبريتيد التنغستن WS_2
	هكسا كربونيل التنغستن $W(CO)_6$
	هكسا فلوريد التنغستن WF_6
	هكسا كلوريد التنغستن WCl_6
	ثلاثي كلوريد التنغستن $[W_6Cl_{12}]Cl_6$

2.4 - تفاعلاته

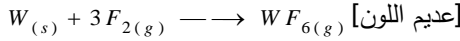
1.2.4 - تفاعله مع الهواء

في درجة حرارة الغرفة، التتغستن لا يتفاعل مع الأكسجين، إلا أنه عند التسخين فإنه يتفاعل معه لتشكيل ثلاثي أكسيد التتغستن وفق التفاعل التالي:

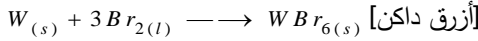
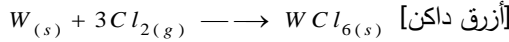


2.2.4 - تفاعله مع الهالوجينات

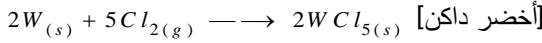
في الشروط العادية يتفاعل التتغستن مع الفلور لتكوين سداسي فلوريد التتغستن وفق التفاعل التالي:



أما عند درجة الحرارة 250°م فإنه يتفاعل مع الكلور والبروم ليشكل على التوالي سداسي كلوريد التتغستن وسداسي بروميد التتغستن وفق التفاعلات التالية:



وفي شروط معينة يمكن له أن يتفاعل مع الكلور لتشكيل خماسي كلوريد التتغستن وفق التفاعل التالي:



5 - مجال استخدام التتغستن

أ. نظرا لحفاظه على قوته في درجات حرارة عالية ونقطة انصهاره العالية، فهو يستخدم في العديد من التطبيقات مثل: فتائل مصابيح الإضاءة، أنابيب الإشعاع الكاثودي، أنابيب التفريغ، عناصر تجهيزات التدفئة وفوهات محركات الصواريخ.

ب. يستخدم في الإلكترونيات كمادة توصيل في المدارات التكاملية بين مواد ثاني أكسيد السيليكون العازلة والترانزستورات.

ت. نظرا لثمانى معامل التمدد الحراري للتتغستن والزجاج فهو يستخدم في تلحيم المعادن بالزجاج.

ث. تستخدم الخلطات عالية الكثافة من التتغستن، النيكل، النحاس والحديد في صنع السهام ذات المواصفات العالية للحصول على تجهيزات قتالية ذات أقطار صغيرة وإحكام دقيق.

ج. يستخدم التتغستن في صناعة المجوهرات بدلا من الذهب والبلاتين.

ح. تستخدم مركبات التتغستن كمحفزات كيميائية وصباغات لا عضوية مثل أكاسيد التتغستن، أما كربيد التتغستن يستخدم في تصنيع أدوات الحك، السكاكين، ريش المنقب، المناشير وأدوات الخياطة في ورشات المعادن والأخشاب وفي مناجم النفط والبناء.

خ. يستخدم أكاسيد التتغستن في طلي السيراميك بطبقة لامعة، أما أملاحه فتستخدم في الصناعات الكيميائية والدباغة.

6 - تأثير التتغستن على البيئة

يعد التتغستن أثقل عنصر معروف تستخدمه المتعضيات الحية، وهو مغذ أساسي لبعض البكتيريا، فعلى سبيل المثال: يستخدم في الإنزيمات المسماة خمائر (مؤكسدة - مرجعة) بشكل مماثل لاستعمال الموليبدينوم، من خلال دخوله في معقد تتغستن - بتيرين.

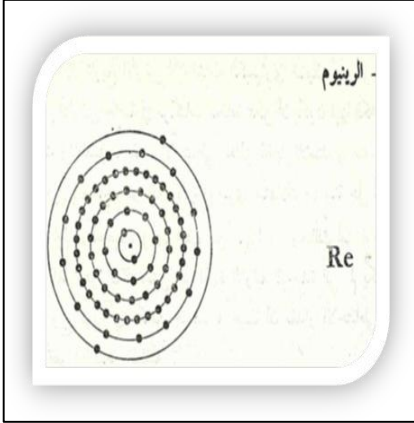
(بتيرين: هو مركب حلقي لا متجانس لحلقة البيرازين وحلقة البيريدين التي تتضمن كربونيل أكسجين ومجموعة أمينو).

تقوم الإنزيمات الحاوية على التتغستن بإرجاع الأحماض الكربوكسيلية الحرة إلى ألدهيدات.

لقد تمت دراسة التتغستن كمضاد للأثر البيولوجي للنحاس، فوجد أن المركب رباعي ثيو تتغستات يمكن أن يستخدم كمادة كيميائية لتعقيد النحاس بيولوجيا بدور مشابه لرباعي ثيو موليبيدات.

$^{186}_{75}Re$ 23 - عنصر الرينيوم

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر الرينيوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	75
العدد الكتلي (A)	186
الوزن الذري الغرامي (g)	186,2
نصف القطر الذري (A°)	1,37
الكتلة الحجمية (g/cm³)	21,0
درجة الانصهار (C°)	3180
درجة الغليان (C°)	5900
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,760
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	-
الكهروسلبية	1,9
الناقلية الكهربائية $(\mu \Omega)^{-1}$	0,051

1 - ما هو الرينيوم؟

الرينيوم فلز فضي اللون، ثقيل وصعب الانصهار، كما يمتاز بمقاومته العالية للكهرباء. إن الرينيوم النقي قابل للسحب والطرق، ويوصف من الفلزات المقاومة للتآكل لكنه يتأكسد ببطء بالحرارة إذا كان في جو من الأكسجين، لا يتأثر فلز الرينيوم بحمض HCl أو HF لكنه يتأثر ببطء بحمض الكبريتيك، ويهاجمه حمض النتريك HNO_3 بعنف مشكلا حمض فوق الرينيوم ($HReO_4$).

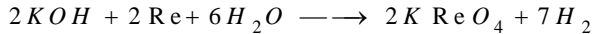
يصبح فلز الرينيوم قاسيا جدا عندما يتغلغل الهيدروجين في شبكته البلورية كما يصبح قليل التوصيل للكهرباء.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف من قبل العالمين "الترنوداك" و "ايراتايك" سنة 1925م، اشتق اسمه من الكلمة الألمانية (Rhien) والتي تعني نهر الراين. يوجد ممتزجا بخامات الموليبدين وخاصة خام الموليبدينيت بنسبة لا بأس بها كما أن بعض الفلزات المعدنية في النرويج تحتوي 20 جزءا بالمليون من معدن الرينيوم.

3 - طرق استحصاله

يمكن الحصول على فلز الرينيوم من اختزال رينات الأمونيوم $NH_4 ReO_4$ بالهيدروجين بدرجة حرارة 400°م، كما يستخلص أيضا بالأكسدة القوية لمركبات الرينيوم فنحصل على أيونات فوق الرينات $[ReO_4]^-$ وبإضافة محلول KCl يرسب ملح فوق رينات البوتاسيوم $K ReO_4$ قليل الذوبان، وينقى هذا الملح بالبلورة المتتابة.



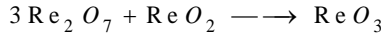
يغسل مسحوق الرينيوم بالماء للتخلص من هيدروكسيد البوتاسيوم، ويفضل اختزال فوق رينات الأمونيوم $NH_4 ReO_4$ عوضا عن فوق رينات البوتاسيوم $K ReO_4$ لأن مسحوق الرينيوم الناتج عن فوق رينات الأمونيوم لا يحتاج لعملية الغسل.

4 - الخواص الكيميائية للرينيوم

1.4 - أكاسيده

1.1.4 - ثالث أكسيد الرينيوم ReO_3

في هذه الحالة تكون درجة أكسدة الرينيوم (+6)، نحصل على هذا الأكسيد من التفكك الحراري لمركبات الإضافة $ReO_7 [C_4H_8O_2]$ للأكسيد ReO_7 ، وثنائي أوكسان $C_4H_8O_2$ ، بتسخين أكسيد الرينيوم ReO_3 نحصل على أكسيدين للرينيوم ذوي درجات أكسدة مختلفة، وذلك على النحو التالي:



لأكسيد الرينيوم ReO_3 بنية مكعبة، ويتفاعله مع الأسس القلوية تتشكل أملاح الرينات $M_2 ReO_4$.

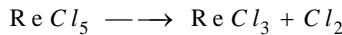
2.1.4 - أكسيد الرينيوم السباعي Re_2O_7

نحصل عليه من تسخين الرينيوم بالهواء أو في جو من الأكسجين أو بتسخين أكسيد الرينيوم الأخرى بدرجة 200°م. يتميز هذا الأكسيد بجسم صلب أصفر يختزل تحت درجة حرارة 300°م أو بالهيدروجين إلى ثاني أكسيد الرينيوم ReO_2 .

2.4 - هاليدات الرينيوم

1.2.4 - كلوريد الرينيوم الثلاثي $ReCl_3$

نحصل عليه من التفكك الحراري لكلوريد الرينيوم الخماسي $ReCl_5$:



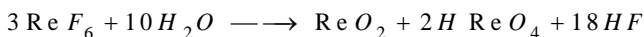
2.2.4 - بروميد الرينيوم الثلاثي $ReBr_3$

نحصل عليه من تأثير البروم في معدن الرينيوم في درجة حرارة 300°م.

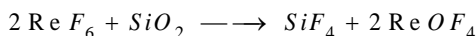


3.2.4 - فلوريد الرينيوم السداسي ReF_6

الذي نحصل عليه من تأثير غاز الفلور على الرينيوم 120°م بدرجة ويتميه على النحو التالي:



يؤثر فلوريد الرينيوم السداسي في السليك بالشكل:



4.2.4 - فلوريد الرينيوم الرباعي $\text{Re}F_4$

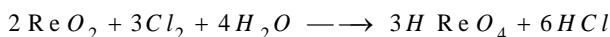
الذي نحصل عليه من اختزال فلوريد الرينيوم السداسي $\text{Re} F_6$.

5.2.4 - كلوريد الرينيوم الخماسي $\text{Re}Cl_5$

نحصل عليه من تأثير غاز الكلور بالحرارة على الرينيوم.

3.4 - أحماض الرينيوم

يعتبر الحمض $H \text{Re} O_4$ وأملاحه من المركبات المهمة، ونحصل على الحمض $H \text{Re} O_4$ من الأكسدة المباشرة لأكسيد الرينيوم الرباعي $\text{Re} O_2$ بغاز الكلور، فنحصل على معلق الحمض في السائل.



يمتاز الحمض $H \text{Re} O_4$ بقوته إذ يؤثر في معدن الزنك والحديد والمغنزيوم ويطلق الهيدروجين لكن هذا الحمض من المؤكسدات الضعيفة والمرجعات القوية.

4.4 - كبريتيد الرينيوم Re_2S_7

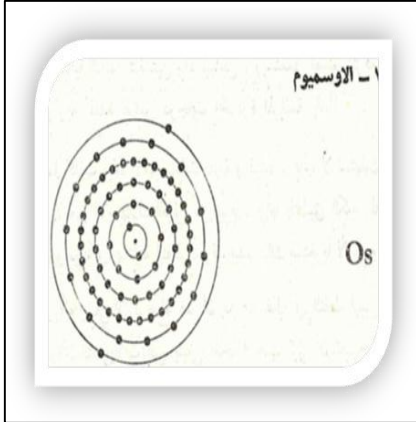
لا يعتبر كبريتيد الرينيوم من المركبات نصف المعدنية، وهو ذو رابطة تساهمية يتشكل عند غليان فوق رينات البوتاسيوم $K \text{Re} O_4$ مع كبريتات الصوديوم $Na_2S_2O_7$ أو من تأثير غاز H_2S في محلول حمضي قوي لفوق الرينات وبعد التسخين في جو من النتروجين يعطي $\text{Re} S_2$ و $\text{Re}_2 O_7$.

5 - مجال استعمال عنصر الرينيوم

إن أهم وأحدث مجال لاستعمال الرينيوم هو الوساطة (التحفيز) فقد تبين أن الرينيوم والعديد من سبائكه ومركباته وسائط ممتازة في عمليات مختلفة مثل: أكسدة النشادر وتحول الإيثان إلى إيثان والحصول على الألدهيدات والكيونونات من الكحولات وعملية تكسير البترول. يستعمل الرينيوم في صناعة مختلفة لا تتأثر بدرجة الحرارة والأحماض، وفي طلاء أسلاك التنجستن التي تستعمل في المصابيح الكهربائية، الأنابيب الإلكترونية وأجهزة التفريغ الكهربائية، ولن يحتاج إلى كمية كبيرة من الرينيوم، إذ يكفي غرام واحد منه لتغطية مئات الأمتار من أسلاك التنجستن.

24 - عنصر الأوسميوم $^{190}_{76}\text{Os}$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر الأوسميوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	76
العدد الكتلي (A)	190
الوزن الذري الغرامي (g)	190,2
نصف القطر الذري (A°)	1,35
الكثلة الحجمية (g/cm³)	22,6
درجة الانصهار (C°)	3000
درجة الغليان (C°)	5500
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,84
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	-
الكهروسلبية	2,2
الناقلية الكهربائية $(\mu \Omega)^{-1}$	0,110

1 - ما هو الأوسميوم؟

الأوسميوم ينتمي إلى فصيلة الفلزات البلاتينية النبيلة، وهو فلز ذو لون فضي أبيض وقساوة عالية؛ ولهذا السبب هو صعب التشغيل، ثقيل الوزن حيث يسجل رقما قياسيا بين سكان الجدول الدوري في الكثافة.

يمتلك الأوسميوم صفات فيزيائية ملحوظة فهو العنصر الأعلى قيمة لنقطة الانصهار والأقل من حيث ضغط التبخر ضمن مجموعة البلاتين.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

الأوسميوم كلمة يونانية تعني رائحة كريهة، اكتشف من قبل العالم "سميث تينانت" عام 1803م، بنفس الطريقة التي وجد بها عنصر الإيريديوم، حيث كان الأوسميوم هو العنصر المتبقي بعد إذابة البلاتين في الماء الملكي، ويعتبر عنصرا نادرا جدا في القشرة الأرضية، تقدر نسبته بـ 0,05 ppm، يوجد مع البلاتين في منطقة جبال الأورال، في أمريكا الشمالية والجنوبية، كندا وفي رمال شواطئ بعض الأنهار في روسيا.

3 - طرق استحصاله

نحصل على الأوسميوم من خامات البلاتين التي يمكن الحصول عليها كرواسب على الأنود في التنقية الإلكترونية للنikkel، تبدأ العملية بإزالة الفلزات (البلاتين والذهب والرصاص) من الخام بمعالجته بالماء الملكي (HNO_3 , HCl 1:3) ويلي هذا تسخين الخام مع كربونات الرصاص ثم إضافة حمض النتريك لإذابة الفضة على هيئة نترات الفضة وتبقى بعد ذلك مادة صلبة غير قابلة للذوبان تحتوي على أربعة عناصر وهي: Ir , Ru , Os , Rn ويفصل الأوزميوم منها بعملية صهر ثم إذابة في الماء.

4 - الخواص الكيميائية للأوسميوم

لا يتأثر الأوسميوم بالأحماض غير المؤكسدة أو بالماء الملكي، لكنه يتفاعل بصعوبة عند درجات الحرارة العالية مع الفلزات ومع العوامل المؤكسدة فمثلا يمكن تحويل Os إلى OsO_4 بتأثير HNO_3 المركز، ويمكن إذابة Os بتعريضه لأبخرة مؤكسدة مثل: Na_2O_2 أو $KClO_3$ ، فيتحول إلى أوسمات $[OsO_2(OH)_4]^{2-}$ التي يمكن استخلاصها بالماء ثم تعالج بالكلور والتسخين لإنتاج أكسيد الأوسميوم OsO_4 يكون فيها الأوزميوم ثماني التكافؤ.

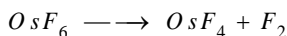
تصل درجة أكسدة الأوسميوم إلى (+8) وهي أكبر درجة أكسدة لعنصر في الجدول الدوري، ويتميز الأوسميوم بدرجة أكسدة (+4).

1.4 - هاليدات الأوسميوم

يعرف للأوزميوم أعلى هاليد في المجموعة وهو OsF_7 ويعد $OsCl_5$ أعلى مركب كلوريد وكذلك $OsBr_4$ و OsI_3 يعتبران أعلى مركب بروميد ويوديد على التوالي.

1.1.4 - هاليدات الأوسميوم

مادة صفراء اللون يمكن الحصول عليها بتفاعل مباشر بين فلز الأوسميوم وغاز الفلور عند درجة الحرارة 600°C وضغط 400 جو، وفي ظروف عملية أخف من ذلك يتكون الهاليد OsF_6 ذو درجة انصهار منخفضة، والذي يتميه بعنف في الماء وينطلق F_2 كما في التفاعل الآتي:



5 - مجال استعمال عنصر الأوسميوم

أ. إن الميزة الأساسية للأوسميوم تكمن في قساوته العالية ولهذا يستخدم للحصول على سبائك تقاوم التلف إلى أقصى حد ممكن ونستفيد من هذه السبائك في صناعة رؤوس أقلام الحبر ذات الريش الذهبية، رؤوس عقارب البوصلة، محاور وركائز أجهزة القياس الدقيقة جدا والساعات، وتصنع منه النصال الحادة في أدوات الجراحة والأزاميل المخصصة لنحت عاج الفيل.

ب. يستعمل كمحفز في صناعة النشادر وفي تفاعلات هدرجة المواد العضوية.

ت. أهم مركبات الأوسميوم من الناحية العملية هو رابع أكسيد الأوسميوم حيث يلعب دور الوسيط أثناء اصطناع بعض العقاقير الطبية، يستعمل في الطب والبيولوجيا كمادة ملونة أثناء الفحص المجهرى لأنسجة الحيوان والنبات، كما يستعمل كدهان أسود للرسم والكتابة على الخزف.

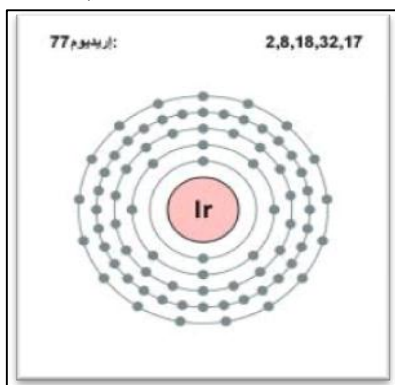
ث. يستعمل النظير ^{187}Os في عمليات تأريخ الأرض والصخور النيزكية.

6 - تأثير الأوسميوم على الإنسان

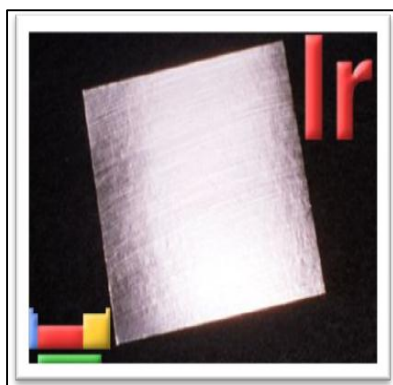
إن بلورات رابع أكسيد الأوسميوم ذات اللون الأصفر الباهت هي سم قوي يؤذي العين ويخرب الجلد والغشاء المخاطي

25 - عنصر الإيريديوم $^{129}_{77}\text{Ir}$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر الإيريديوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	77
العدد الكتلي (A)	192
الوزن الذري الغرامي (g)	192,2
نصف القطر الذري (Å)	1,36
الكثافة الحجمية (g/cm ³)	22,5
درجة الانصهار (C°)	2454
درجة الغليان (C°)	5300
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,88
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	-
الكهروسلبية	2,2
الناقلية الكهربائية (μ Ω) ⁻¹	0,189

1 - ما هو الأيريديوم؟

الأيريديوم فلز أبيض اللون، نادر ويعد من أصعب الفلزات، مقاوم للتآكل والرطوبة، طبيعة هذا الفلز تجعله صامدا حتى أمام الأحماض القوية والماء في درجة حرارة اعتيادية أو في درجات حرارة مرتفعة ويمتاز الأيريديوم عن غيره من الفلزات بأنه قادر على المحافظة دوماً على خواصه مهما تغيرت الظروف المحيطة به.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف من قبل "سميث تينانت" عام 1803م في لندن وهو كلمة يونانية الأصل تعني ألوان الطيف، يوجد الأيريديوم في رواسب الحصباء ضمن خام البلاتين وبشكل خاص حر على هيئة حبيبات، وأهم أماكن توفره: جنوب إفريقيا، أمريكا الشمالية والجنوبية واليابان.

3 - طرق استحصاله

يتم الحصول على الأيريديوم من معادن البلاتين بعد إذابة Pt, Pd, Au في الماء الملكي وإذابة Ag في صورة ملح النترات، وبعد ذلك تبقى مادة صلبة غير قابلة للذوبان في الماء، يتم صهرها مع Na_2O_2 ثم إضافة الماء إلى الناتج لإذابة الشوائب، يبقى IrO_2 مادة صلبة يمكن إذابتها في الماء الملكي، وتحويلها إلى معقد غير ذائب.

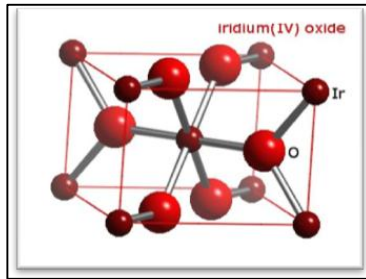
4 - الخواص الكيميائية لعنصر الأيريديوم

1.4 - مركباته

1.1.4 - أكاسيده

أ - أكسيد الأيريديوم الثنائي IrO_2

وهو الأكسيد الوحيد المعروف للأيريديوم، يمكن الحصول عليه بتسخين المعدن في الأكسجين أو بإضافة محلول أساسي إلى IrO_2^{2-} ثم نزع الماء من الراسب الناتج.



الشكل (1.25) بنية IrO_2

ب - أكسيد الأيريديوم الثلاثي Ir_2O_3

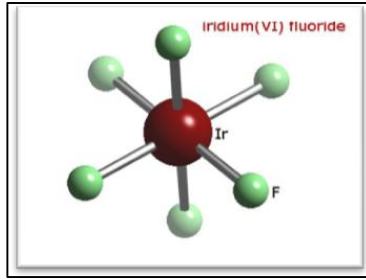
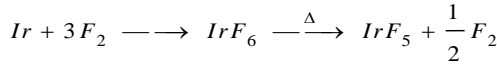
يمكن الحصول عليه بحرق الملح K_2IrCl_6 مع ملح Na_2CO_3 ، إلا أن هذا الأكسيد غالبا ما

يكون غير نقي ويتأكسد بسرعة إلى أكسيد الأيريديوم IrO_2

2.1.4 - هاليدات الأيريديوم

أ - فلوريد الأيريديوم السداسي IrF_6

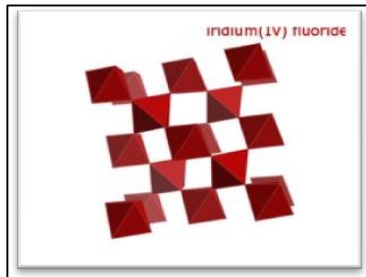
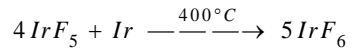
يوجد في حالة صلبة، يتميز بقابليته للتطاير وعدم الثبات الحراري، يمكن تحضيره مباشرة من الفلز بتفاعله مع غاز الفلور F_2 ، يؤدي التحلل الحراري له إلى تكوين الفلوريد IrF_3 وفق التفاعل التالي:



الشكل (2.25) بنية IrF_6

ب - فلوريد الأيريديوم الرباعي IrF_4

مركب أحمر اللون، يمكن تحضيره باختزال IrF_5 بكمية مناسبة من الأيريديوم الأسود كما يلي:


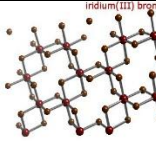
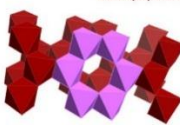
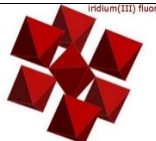


الشكل (3.25) بنية IrF_4

أما الهاليدات IrX_3 هي أكثر الهاليدات استقرارًا، يمكن الحصول عليها في صورة لا مائية من تفاعل الأيريديوم مع الهالوجين، تتميز هذه الهاليدات بضعف فعاليتها وعدم قابليتها للذوبان في الماء، يمكن الحصول على الهاليدين $IrBr_3$ و $IrCl_3$ بتسخين الفلز مع غاز Cl_2 أو Br_2 ، أما IrF_2 مع Ir .

عند إذابة الأكسيد Ir_2O_3 في حمض HCl ينتج كلوريد الأيريديوم المائي $IrCl_3 \cdot 3H_2O$ القابل للذوبان في الماء ويعتبر هذا الملح نقطة البداية في تحضير الكثير من مركبات الأيريديوم.

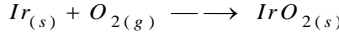
3.1.4 - مركبات أخرى

بنية البلورية	اسم المركب
	ثنائي كبريتيد الأيريديوم IrS_2
	ثلاثي بروميد الأيريديوم $IrBr_3$
	ثلاثي كلوريد الأيريديوم $IrCl_3$
	ثلاثي فلوريد الأيريديوم IrF_3

2.4 - تفاعلاته

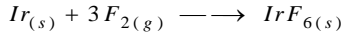
1.2.4 - تفاعله مع الهواء

لا يتفاعل الإيريديوم مع الهواء في الظروف العادية، ولكن عند تسخينه مع الأكسجين فإنه يتفاعل معه وفق التفاعل التالي:

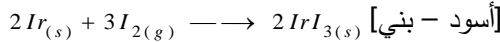
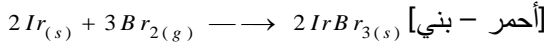
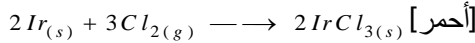
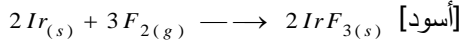


2.2.4 - تفاعله مع الهالوجينات

يتفاعل معدن الإيريديوم مع غاز الفلور في الظروف العادية ليعطي IrF_6 ذو اللون الأصفر وفق التفاعل التالي:



كما يتفاعل مع كل الهالوجينات وتحت التجفيف ليعطي هاليدات الإيريديوم وفق التفاعلات التالية:



5 - مجال استخدام الإيريديوم

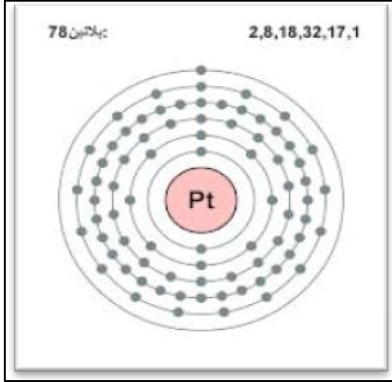
- أ. يستعمل في الصناعة الكيميائية سواء بشكل حر أو في مركبات مع فلزات أخرى فالوسائط من الإيريديوم والنيكل تساعد في الحصول على البروبيلين والأستيلين والميثان.
- ب. يستعمل في صنع المخصصة لإجراء التجارب والتفاعلات مع الفلور ومركباته العدوانية.
- ت. تستعمل سبائك الإيريديوم في صنع الحلي وأسنان أقلام الحبر ودعامات البوصلات الملاحية.
- ث. صنع من الإيريديوم المتر المعياري محفوظ في باريس منذ 1889م.

6 - تأثير الإيريديوم على الإنسان

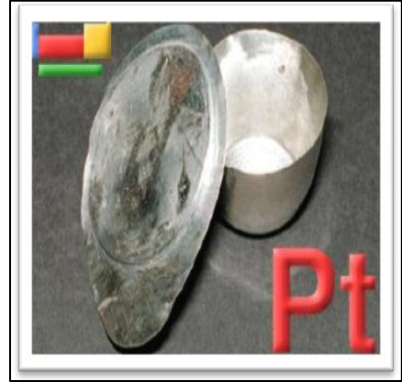
إن أملاح الإيريديوم الذائبة قد تكون خطرة نوعاً ما على الإنسان أما نظائره المشعة منها ^{192}Ir الذي يصدر إشعاعات (غاما) عالية الطاقة يمكن أن تزيد من خطر الإصابة بالسرطان، وتسبب حروق خارجية والتسمم بالإشعاع والموت

26 - عنصر البلاتين $^{195}_{78}Pt$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر البلاتين

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	78
العدد الكتلي (A)	195
الوزن الذري الغرامي (g)	195,09
نصف القطر الذري (A°)	1,39
الكثافة الحجمية (g/cm³)	21,4
درجة الانصهار (C°)	1769
درجة الغليان (C°)	4530
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,87
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	-
الكهروسلبية	2,28
الناقلية الكهربائية $(\mu \Omega)^{-1}$	0,095

1 - ما هو البلاتين؟

يكون البلاتين النقي ذا لون رمادي فضي، وهو فلز قوي لا يصدأ ولا يفقد بريقه عند تعرضه للهواء، لأنه لا يتفاعل مع الأكسجين أو الكبريت الموجودين في الهواء. البلاتين فلز مرن قابل للسحب، يتمتع بخصائص مستقرة من الناحية الكهربائية وبثبات تجاه المواد الكيميائية، لا يتأثر بدرجات الحرارة المختلفة، كما يعتبر أعلى من الذهب إذ قد تصل قيمته على حوالي ضعف قيمة الذهب.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف من قبل العالم "وليام وود" سنة 1741م، وكلمة بلاتين ذات أصل إسباني (platine) وتعني الفضة، يعد البلاتين نادر الوجود يبلغ تركيزه 0,003 جزء من المليون جزء في القشرة الأرضية، وقد يحدث عدم التمييز بينه وبين الفضة في كثير من الأحيان. غالبا ما يوجد البلاتين بشكل حر غير مرتبط كيميائيا، ويكون مختلطا مع الإريديوم على هيئة إريديوم البلاتين (Pt, Ir) كما يوجد البلاتين في اغلب الأحيان في ترسبات ثانوية مختلطة مع معادن أخرى من مجموعته، لقد وجدت ترسبات ضخمة في جبال الأورال الروسية وهي قيد الاستثمار. توجد مجموعة معادن البلاتين في ترسبات النحاس على هيئة كبريتيد مثلا: (Pd, Pt) ويشكل زرنخيد البلاتين ($PtAs_2$) المصدر الأهم للبلاتين المرافق لفلزات النيكل في ترسبات حوض سودبري في أونتاريو بكندا.

3 - طرق استحصاله

يوجد البلاتين الخام في ترسبات غروانية، أو مع فلزات أخرى ويتم عزله عن فلزات مجموعته واستخلاصه من الشوائب وفق طرائق عدة:

أ. بما أن البلاتين أشد كثافة بكثير من شوائبه، يمكن إزاحة الشوائب الأقل كثافة منه من خلال تطويفها في حمام مائي.

ب. البلاتين غير قابل للمغطة إلا أن النيكل والحديد فلزتان مغناطيسيتان، وهذا ما يسمح بإزالتها عن طريق تمرير مغناطيس كهربائي فوق الخليط.

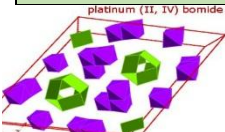
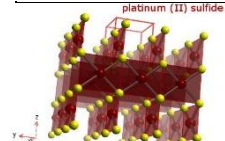
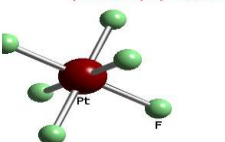
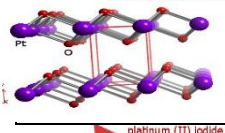
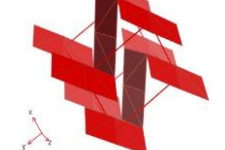
ت. ونظرا لمتعة البلاتين بدرجة انصهار أعلى بكثير من درجة انصهار بقية الشوائب، فإنه بالإمكان حرقها وإزالتها بالصهر دون صهر البلاتين.

ث. وأخيرا الطريقة المثلى لتنقية البلاتين الخام الحاوي على البلاتين، الذهب والمعادن الأخرى من المجموعة البلاتينية، هي معالجته بالماء الملكي الذي ينحل فيه كل من البلاتين البلاديوم والذهب، في حين يبقى كل من الأوزيميوم، الإريديوم، الروتينيوم والروديوم دون

انحلال، ثم يتم ترسيب الذهب بإضافة كلوريد الحديد وبعد فترة الذهب يتم ترسيب البلاتين بإضافة كلوريد الأمونيوم على هيئة كلوريد بلاتينات الأمونيوم $(NH_4)_2PtCl_6$ ، ويمكن تحويل هذا المركب الأخير إلى البلاتين الصافي من خلال تعريضه للحرارة.

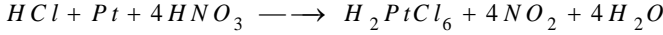
4 - طرق استحصله

1.4 - بعض مركبات البلاتين

بنية البلورية	اسم المركب
	ثلاثي بروميد البلاتين $PtBr_3$
	كبريتيد البلاتين PtS
	سداسي فلوريد البلاتين PtF_6
	ثنائي أكسيد البلاتين PtO_2
	ثنائي يوديد البلاتين PtI_2

2.4 - تفاعلاته

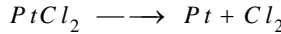
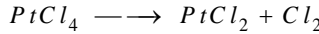
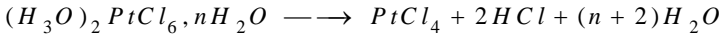
يتآكل البلاتين بوجود الهالوجينات، السيانيدات والمعادن الأساسية، لا ينحل البلاتين في حمض الهيدروكلوريك أو حمض الآزوت لوحدهما، وإنما ينحل في الماء الملكي مشكلاً حمض كلوريد البلاتين H_2PtCl_6 ، يتحد البلاتين مع الزرنيخ، الفوسفور والسيليكون بسهولة ويشكل أيضاً سبائك مع معظم الفلزات.



لهذا المركب H_2PtCl_6 ، تطبيقات عديدة في التصوير، الطلاء، الحفر على الزنك، المرايا والتحفيز.

إن معالجة هذا المركب مع ملح أمونيوم، مثل: كلوريد الأمونيوم يعطي سداسي كلوريد بلاتينات الأمونيوم $(NH_4)_2PtCl_6$ غير قابل للاندخال في محاليل الأمونيوم وأن تعريض هذا المركب الأخير للحرارة بوجود الهيدروجين يرجعه إلى عنصر البلاتين، وهكذا يمكن عزل البلاتين من فلزاته وإعادة بلورته.

وعندما يسخن حمض سداسي كلوريد البلاتين فإنه يتفكك إلى كلوريد البلاتين (+4) وكلوريد البلاتين (+2) ليعطي البلاتين، وفق التفاعلات التالية:



إن التفاعلات الثلاث عكوسة ويعد سداسي فلوريد البلاتين مؤكسداً قوياً قادراً على أكسدة الأكسجين، كما يعرف أكسيد البلاتين الرباعي PtO_2 بحافز (آدمز) وهو عبارة عن مسحوق أسود ينحل في محاليل هيدروكسيد البوتاسيوم KOH وفي الأحماض المركزة.

جرى تصنيع عدة مركبات لبروميد البلاتين، حيث يظهر البلاتين فيها درجات أكسدة سالبة تأخذ القيم (-1) و (-2) ونذكر منها: $BaPt$, Ba_2Pt .

5 - مجال استخدام البلاتين

- أ. إن الاستخدام الأكثر شيوعاً للبلاتين يكمن في التحفيز الكيميائي، إذ يستخدم في هذا المجال منذ بداية القرن الثامن عشر، عندما أستخدم مسحوق البلاتين لتحفيز اشتعال الهيدروجين.
- ب. إن الاستخدام الأكثر أهمية في مجال السيارات هو المحول التحفيزي الذي يسمح بالاحتراق الكامل للتراكيز الضعيفة للهيدروكربونات غير المحترقة للتحويل إلى ثنائي أكسيد الكربون وبخار الماء.
- ت. يستخدم البلاتين في الصناعة النفطية كمحفز لعدد من عمليات الفصل، وخاصة تكسير السلاسل النفطية المفتوحة بهدف جعل الوقود عالي الأوكتان، أي جعله غنياً بالمركبات العضوية.
- ث. يستخدم PtO_2 المعروف بحافز آدمز كحافز هدرجة وبشكل خاص في حالة الزيوت النباتية، كما يمكن للبلاتين أن يحفز بقوة تفكك الماء الأكسجيني إلى ماء وغاز الأكسجين.
- ج. يدخل البلاتين في صناعة المجوهرات بشكل واسع لما يتمتع به من قوة وصلابة بالإضافة إلى عدم تأثره بالمواد المذابة للبريق، وخموله الكيميائي كما يستعمل في صناعة ساعات اليد.
- ح.
- خ. استعمل قضيب مكون من مزيج (بلاتين / إيريديوم) بنسبة (90/10) كمعيار للطول المتري منذ عام 1889م، وعرف بالقضيب المتري المعياري الدولي، في حين صنع القضيب المعياري الأسبق من البلاتين الخالص، كما أن الكيلوغرام المعياري الدولي الذي صنع كأسطوانة من المزيج نفسه عام 1879م مازال حتى تاريخنا هذا.
- د. بسبب خصائص البلاتين الجيدة ومقاومته للتآكل، فهو يستخدم في تصنيع إلكترو الهيدروجين المعياري.
- ذ. يستخدم البلاتين في الخلاط المعدنية لصنع الأسلاك والأوعية المقاومة للتآكل المستعملة في المختبرات، كما يستخدم في صناعة أفضل الأدوات الجراحية وفي طب الأسنان، أما مركباته تستعمل في علاج بعض حالات السرطان.

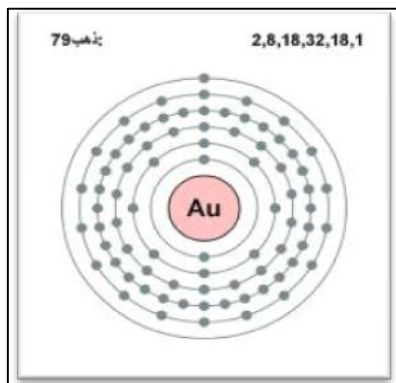
6 - تأثير البلاتين على الإنسان

أثبتت مراكز مراقبة الأمراض والوقاية منها أن التعرض لأملاح البلاتين ولو لمدة قصيرة، يمكن أن يسبب إثارة للعينين، الأنف والحنجرة، أما التعرض طويل الأمد فيمكن أن يسبب حساسية للمجاري التنفسية.

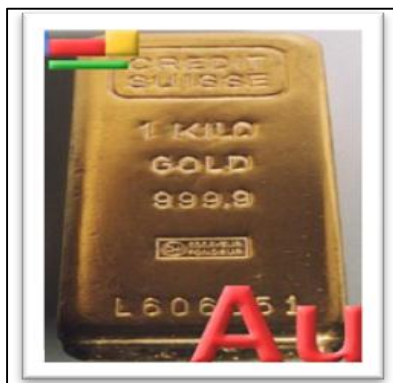
نظرا لاستخدام البلاتين كوسيط في صناعة المطاط السيلكوني ومكونات أنماط عديدة من مراهم الزراعات الطبية (زراعة الثدي، الجراحات الترقيعية، الفقرات العظمية وصمامات الأوعية الدموية) فهناك احتمال لتشكيل جذور حرة من البلاتين ودخولها الجسم مسببة تأثيرات معاكسة تستحق الدراسة

27 - عنصر الذهب $^{197}_{79}Au$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر الذهب

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	79
العدد الكتلي (A)	196
الوزن الذري الغرامي (g)	196,967
نصف القطر الذري (A°)	1,46
الكثافة الحجمية (g/cm^3)	19,3
درجة الانصهار ($^\circ C$)	1063
درجة الغليان ($^\circ C$)	2970
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,890
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	-
الكهروسلبية	2,5
الناقلية الكهربائية $(\mu \Omega)^{-1}$	0,42

1 - ما هو الذهب؟

الذهب فلز لين يتمتع بلمعان مميز، كثيف، ناقل للكهرباء وأكثر قابلية للتصفيح والسحب من بين جميع المعادن المعروفة إذ يمكن تصنيع صفيحة مساحتها متر مربع باستعمال 1 غ من الذهب. يمكن للوريقة الذهبية أن تصبح شفافة ويصبح الضوء العابر منها بلون أزرق مخضر، لأن الذهب يعكس بشدة اللونين الأصفر والأحمر.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

يعد الذهب من المعادن الثمينة اكتشف منذ القدم، يوجد في الطبيعة على هيئة حبيبات داخل الصخور وفي قيعان الأنهار، أو على شكل عروق في باطن الأرض. غالباً ما يوجد مع فلزات أخرى كالححاس والرصاص، اكتشفت أكبر كتلة له في أستراليا عام 1896م، وقد تواجد الذهب بكثرة عند الفراعنة، فكانوا يصنعون منه توابيت ملوكهم وعرباتهم، كما صنعوا منه قناعاً من أجمل الأقنعة التي عرفتها البشرية.

3 - طرق استحصاله

يجرى استحصال الذهب حديثاً بفصل الأتربة والغرين والشوائب الأخرى بواسطة تيارات مائية قوية تزيل الدقائق الرملية والغرينية، وتبقى الدقائق الذهبية في أماكنها نظراً لارتفاع كثافة الذهب، وقد استعمل الزئبق لإذابة الذهب دون الرمل والغرين، ثم يستخلص بتقطير الأخير. هناك طرق كيميائية لاستخلاص الذهب بطريقة السيانيد، أو إذابة سبائك الفضة في حامض الكبريتيك المركز، وتجري تنقية الذهب بحامض النتريك أولاً ثم التحليل الكهربائي.

4 - الخواص الكيميائية للذهب

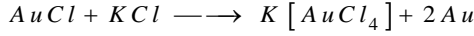
لا يتأثر الذهب بالهواء ولا بالعبار ولا بغالبية الكواشف الأكالة، رغم ذلك فالذهب غير خامل كيميائياً، إذ أن الهالوجينات الحرة تؤثر فيه والماء الملكي يحلله من خلال تشكل الكلور الغازي الذي يهاجم الذهب ويشكل أيون الذهب $AuCl_4^-$.

- ينحل الذهب في المحاليل الأساسية، سيانيد البوتاسيوم والزئبق.
- يمكن إرجاع أيونات الذهب بسهولة في محاليله ترسبه على هيئة معدن، وذلك من خلال إضافة فلزات أخرى كعوامل إرجاع، ويتأكسد الفلز المضاف وينحل فيسمح باستبدال الذهب الموجود في المحلول واستخدامه كراسب صلب.

1.4 - درجات الأكسدة

1.1.4 - درجة الأكسدة (+1)

تتأكسد مركبات الذهب (حتى بأكسجين الهواء الجزيئي) متحولة إلى نواتج مستقرة لأيون Au^{3+} مثال:



2.1.4 - درجة الأكسدة (+3)

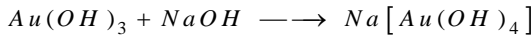
هذه الدرجة تميز الذهب بشكل خاص، كما أن دايا مغناطيسية مركبات الذهب الثلاثي تتوافق مع مشاركة المدارات $5d, 6s, 6p$.

للشاردة Au^{3+} في تشكيل الروابط، ومن مركبات الذهب الثلاثي:
جدول يوضح ألوان مركبات الذهب ثلاثي التكافؤ:

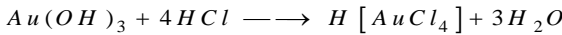
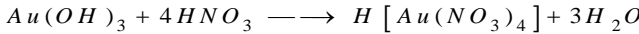
AuF_3 برتقالي	$AuBr_3$ بني غامق
$AuCl_3$ أحمر	Au_2O_3 بني مسود
Au_2S_3 أسود	$Au(OH)O_3$ بني محمر

يعتبر $AuCl_3$ مركب أساسي في تحضير بقية مركبات الذهب والذي يحصل عليه بتفاعل مسحوق الذهب مع زيادة من Cl_2 عند $200^\circ C$.

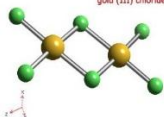
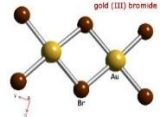
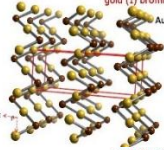
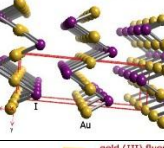

ينحل $Au(OH)_3$ بسهولة في الأسس مشكلا حسب المعادلة:



وينحل في الحموض معطيا:



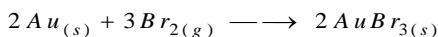
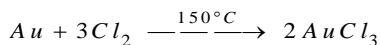
2.4 - بعض مركبات الذهب

بنية البلورية	اسم المركب
	$[AuCl_3]_2$
	$[AuBr_3]_2$
	بروميد الذهب $AuBr$
	يوريد الذهب AuI
	ثالث فلوريد الذهب AuF_3

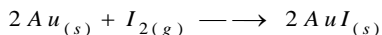
3.4 - تفاعلاته

1.3.4 - تفاعله مع الهالوجينات

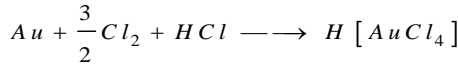
يتفاعل الذهب مع الكلور والبروم لتشكيل على الترتيب ثلاثي كلوريد الذهب وثلاثي بروميد الذهب، وفق التفاعلات التالية:



أما عند تفاعله مع اليود فإنه يعطي هاليد الأحادي وهو يوريد الذهب، وفق التفاعل التالي:

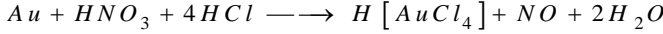


كما يمكنه التفاعل مع الكلور كذلك لتشكيل معقد من $[AuCl_4]^-$ وفق التفاعل التالي:

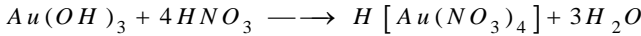
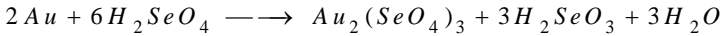
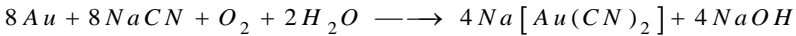


2.3.4 - تفاعله مع الأحماض

الذهب فلز انتقالي يمكنه تشكيل كاتيونات أحادية وثلاثية التكافؤ، أثناء انحلاله لا يمكن حل الذهب باستعمال أي حمض من الأحماض التالية منفرداً: حمض الكبريت، حمض الكلور، أو حمض النيتروجين، غير أنه استعمل الماء الملكي الذي يشكل بمزج حجم من حمض النيتروجين المركز مع ثلاثة أحجام من حمض الكلور المركز، يؤدي هذا الأخير إلى حل الذهب وفق التفاعل التالي:



3.3.4 - تفاعله مع المحاليل الأساسية



5 - مجال استخدام الذهب

إن الخصائص الفريدة للذهب المتمثلة في ليونته وقابليته للسحب والتشكيل، ومقاومته للتآكل، جعلته مناسباً للكثير من الأغراض فهو يخلط مع فلزات أخرى كالنحاس أو الفضة أو النيكل للحصول على سبائك أكثر متانة، ومع البلاتين يدخل في صنع الألياف الصناعية نظراً لكونها مقاومة جداً لفصل المواد الكيميائية، إن الذهب هو المعدن المفضل في العديد من المجالات مثل:

1.5 - في مجوهرات الزينة

كثير استخدام الذهب في مجوهرات الزينة فيما يعرف بالذهب الأصفر، ويتم ذلك عن طريق خلط الذهب مع النحاس والفضة والخارصين بنسب متفاوتة ينتج عنه عيارات الذهب المتعددة، ويتم قياس درجة نقاوة الذهب بالأجزاء (جزء من الألف) أو بالعيار حسب المقياس الأمريكي، فمثلاً درجة النقاوة 1000 تقابل العيار 24، ودرجة النقاوة 875 تقابل العيار 21، بينما 750 تقابل العيار 18، وعموماً فإن اللون يميل إلى الشحوب كلما تم إنقاص رقم العيار أي نقصت كمية الذهب في السبيكة. أما الذهب الأبيض فهو ذهب ممزوج بالقصدير أو البلاديوم من أجل إكسابه اللون الأبيض ويستخدم الذهب الأبيض عادة لأطقم المجوهرات.

2.5 - في الطب

يستخدم في طب الأسنان نظراً لليونته ومقاومته للتآكل في الفم، كما يستخدم محلول الذهب في علاج الروماتيزم والتهابات العظام، يستخدم الذهب المشع (198) في علاج بعض أنواع السرطان.

3.5 - في الاستثمار

العديد من أصحاب الذهب تخزنه في شكل سبائك أو في شكل قطع نقدية كوسيلة للتحوط ضد التضخم أو اضطرابات اقتصادية أخرى. ومع ذلك، فإن بعض خبراء الاقتصاد لا يعتقدون أن الذهب بمثابة تحوط ضد التضخم أو انخفاض قيمة العملة.

4.5 - في الصناعة

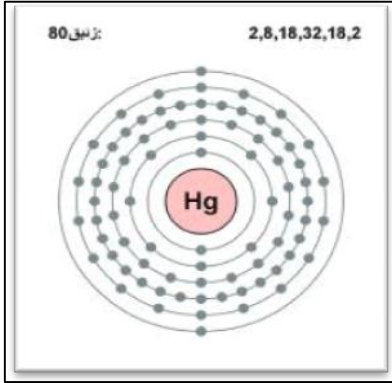
يستخدم الذهب كطبقة عاكسة على سطح بعض الأقراص المدمجة وكذلك كعاكس للإشعاعات الكهرومغناطيسية في مجال الضوء تحت الأحمر المرئي وأمواج الراديو. كما تستخدم أسلاك الذهب الدقيقة لوصل مكونات أنصاف النواقل، أما صفائحه الشفافة في زجاج الطائرات لمنع تشكيل الجليد على النوافذ.

6 - تأثير الذهب على الإنسان

الذهب من الفلزات الثمينة ولا توجد له أية آثار سلبية على صحة الإنسان أو سامة ما عدا ردود الفعل من حساسية الجلد.

28 – عنصر الزئبق $^{201}_{80}\text{Hg}$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر الزئبق

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	80
العدد الكتلي (A)	200
الوزن الذري الغرامي (g)	200,59
نصف القطر الذري (\AA°)	1,57
الكثافة الحجمية (g/cm^3)	13,6
درجة الانصهار ($^\circ\text{C}$)	38,4
درجة الغليان ($^\circ\text{C}$)	357
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	1,007
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	-
الكهروسلبية	2,0
الناقلية الكهربائية ($\mu \Omega$) ⁻¹	0,011

1 - ما هو الزئبق؟

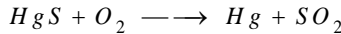
الزئبق فلز ذو لون أبيض لامع مائل إلى الفضي، يكون سائلا في درجة حرارة الغرفة، وإذا تم تسخينه ينتشر في الجو على شكل غاز عديم الرائحة واللون.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

عرف الزئبق منذ أربعة آلاف سنة تقريبا في كل من الصين والهند، وبعد ذلك تم التعرف عليه في الاكتشافات الأثرية بمصر والتي تعود إلى سنة 1500 ق.م. تقع أكبر ترسبات الزئبق في كل من إسبانيا والجزائر.

3 - طرق استحصاله

أ. يحضر الزئبق بواسطة تسخين كبريتيد الزئبق (HgS) في الهواء و ثم تكثيف البخار الناتج، وفق التفاعل التالي:



ب. يمكن الكشف عن الزئبق بتسخين المادة المشتبه في احتوائها على الزئبق باستعمال كربونات الصوديوم اللامائية في وعاء زجاجي صغير وفي حالة احتواء تلك المادة على الزئبق فإنه يتكثف على شكل قطرات كروية.

4 - الخواص الكيميائية للزئبق

الزئبق لا يتفكك ولا يمكن إتلافه، يتحد مع عناصر أخرى ليشكل مركبات زئبقية لا عضوية يكون بعضها ذائبا في الماء، كما يتحد مع الكربون ليؤلف مركبات عضوية مثل: مثيل الزئبق.

1.4 - مركباته

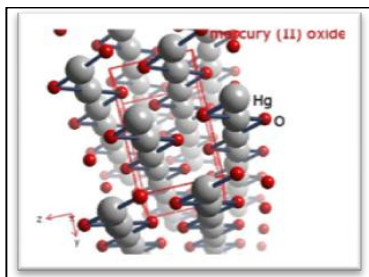
تتميز مركبات الزئبق (+1) التي تمت دراستها حتى الآن باحتوائها على درتين من الزئبق مرتبطتين ببعضها حيث تكون الصيغة العامة لهذه المركبات من الشكل (Hg_2A_2) عوضا عن الصيغة البسيطة (HgA) ، وقد دلت الدراسات على أن محاليل الزئبق (+1) تحتوي على هذا العنصر على شكل أيونات ثنائية الذرة (Hg^{+2}) .

ودلت الدراسات بالأشعة السينية أن البنية البلورية للعديد من أملاح الزئبق (+1) تحتوي على الأيونات (Hg^{2+}) حيث يكون طول الرابطة $(Hg - Hg)$ ثابتا بغض النظر عن نوعية الأيون السالب المرتبط به، وبالفعل فإن مركبات الزئبق (+2) جميعها تتميز بمغناطيسية عكسية، الأمر

الذي يدل على أنها لا تحتوي على إلكترونات عازلة بينما يحتوي الأيون (Hg^{+}) على إلكترون عازب، مما يعطيه صفة المغناطيسية الطردية، ومن المركبات الشائعة للزئبق ما يلي:

1.1.4 - أكسيد الزئبق HgO

لهذا الأكسيد لوانان أصفر أو أحمر حسب حجم دقائقه، الأصفر الذي حجم دقائقه أصغر وأقل ذوبانية في الماء من HgO الأحمر.



الشكل (1.28) بنية HgO

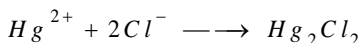
يحضر بعدة طرق، كالتفاعل المباشر بين الزئبق والأكسجين في درجة حرارة تفوق $300^{\circ}C$ أو بإضافة أيون OH^{-} لمحاليل Hg^{2+} في الماء.

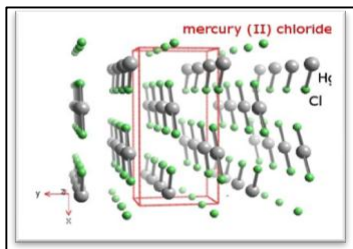
2.1.4 - هاليدات

يشكل الزئبق هالوجينيدات توافق الصيغتين Hg_2X_2 أو HgX_2 .

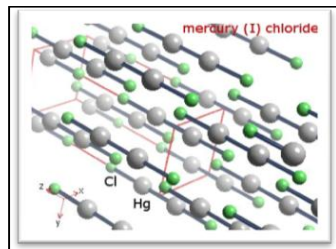
أ - كلوريد الزئبق (الكالوميل) Hg_2Cl_2

يعد الكالوميل من أهم هاليدات الزئبق ($1+$) نظرا لتطبيقاته العديدة في المختبر، الصناعة والطب، يحضر بعدة طرق نلخصها في التفاعلات التالية:



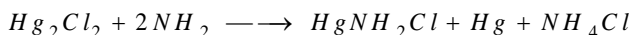


الشكل (3.28) بنية $HgCl_2$



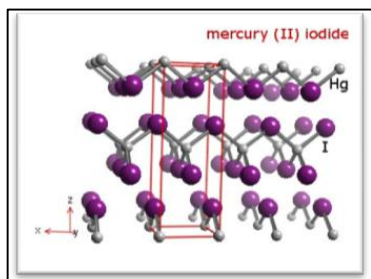
الشكل (2.28) بنية Hg_2Cl_2

يتفاعل الكالوميل مع الأمونيا ليتشكل راسب أسود مؤلف من الزئبق الحر وكلوريد أميد الزئبق $HgNH_2Cl (+2)$.

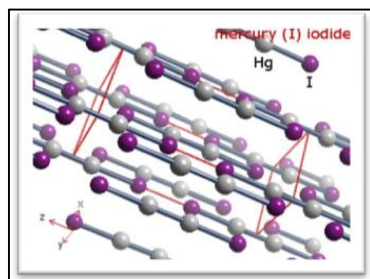


ب - إيوديد الزئبق Hg_2I_2

هو مركب أصفر اللون في الحالة النقية، يسود بفعل الضوء متحولاً إلى HgI_2 و Hg . بمعالجة إيوديد الزئبق ببوريد أساسي (مثل: KI) يتحول قسم منه إلى المعقد $[HgI_4]^{2-}$ ويطرسب الزئبق الحر.



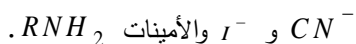
الشكل (5.28) بنية المعقد $[HgI_4]^{2-}$



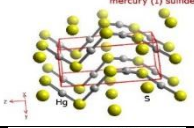
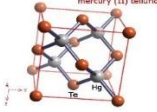
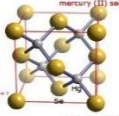
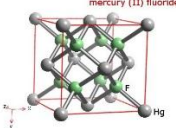
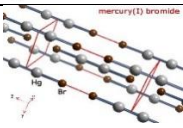
الشكل (4.28) بنية Hg_2I_2

3.1.4 - معقداته

لا تعرف للزئبق أحادي التكافؤ إلا بعض المعقدات وذلك بسبب عدم ميل الأيون Hg_2^{2-} إلى تشكيل روابط تساهمية ولسهولة اختزاله وتأكسده الذاتيين، ولسهولة تشكيل معقدات ثابتة للأيون Hg^{2+} مع



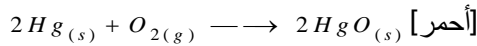
4.1.4 - مركبات أخرى

بنية البلورية	اسم المركب
	كبريتيد الزئبق HgS
	تيلوريد الزئبق $HgTe$
	سيلينيد الزئبق $HgSe$
	ثنائي فلوريد الزئبق HgF_2
	ثنائي بروميد الزئبق Hg_2Br_2

2.4 - تفاعلاته

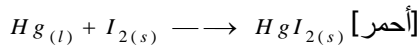
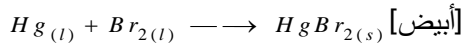
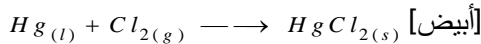
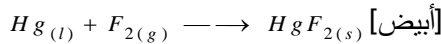
1.2.4 - تفاعله مع الهواء

يتفاعل الزئبق مع أكسجين الهواء في درجات الحرارة المرتفعة ليعطي أكسيد الزئبق وفق التفاعل التالي:



2.2.4 - تفاعله مع الهالوجينات

يتفاعل الزئبق مع كل الهالوجينات ليعطي هاليدات الزئبق وفق التفاعلات التالية:



3.2.4 - تفاعله مع الأحماض

الزئبق لا يتفاعل مع الأحماض غير المؤكسدة، لكن يمكن أن يتفاعل مع حمض الكبريتيك المركز H_2SO_4 . كما بإمكانه أن ينحل في HNO_3 ليعطي نترات الزئبق $Hg_2(NO_3)_2$.

5 - مجال استخدام الزئبق

يدخل الزئبق ومركباته في العديد من الاستخدامات، حيث يستعمل في المجالات:

أ. مجال الصناعة: مثل إنتاج مواد كغاز الكلور وصناعات الورق.

ب. ب. مجال الكهرباء: مثل إنتاج المصابيح والبطاريات.

ت. المجال العلمي والكيمائي: مثل صناعات الأصباغ، إنتاج المحاليل ومبيدات الفطريات.

ث. المجال الصيدلاني: مثل صناعة بعض العقاقير.

ج. المجال الطبي: مثل استعماله في صنع حشوات الأسنان.

وقد ثبت اليوم عدم صحة الكثير من طرق استخداماته التقليدية وخطرها على الصحة.

6 - تأثيراته

1.6 - تأثير الزئبق على الإنسان

حتى الآن، لم يكتشف العلماء أن جسم الإنسان يحتاج لأي كمية من الزئبق، بل بالعكس فهو شديد السمية ويتراكم في الدماغ حيث قد يتسبب في تدمير الجهاز العصبي. لذلك ينصح بتجنب ملامسة الزئبق وحمله في اليد وكذلك ينصح بتجنب الاقتراب منه لتفادي استنشاق بخار الزئبق حيث غنه سريع التبخر. ويقدر نصف العمر للزئبق في الدماغ بـ 230 يوماً وفي بقية الجسم 70 يوماً.

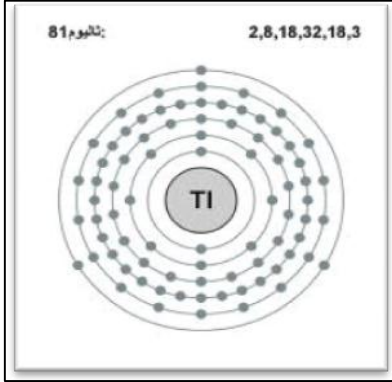
2.6 - تأثير الزئبق على البيئة

يشكل الزئبق أكبر ملوث لمياه المحيطات، البحار، الأنهار والبحيرات، والغريب في الأمر أن جزءاً كبيراً من هذا التلوث يأتي من الطبيعة نفسها وليس من المخلفات الصناعية. فسنوياً ينطرح ما يقدره بعض المختصين بين 4000 و 10000 طن من الزئبق في البحار، 40% منها تقريباً طن من أسباب طبيعية مثل البراكين والنحت الطبيعي للصخور المتضمنة للزئبق، والباقي من المخلفات الصناعية وخصوصاً حرق القمامة واستهلاك الفحم الحجري وصنع الإسمنت. مثله مثل الماء، يتبخر الزئبق وينتشر مع الهواء وقد يسافر إلى أماكن بعيدة جداً لكنه في النهاية يترسب في البحار والبحيرات، وهنا تكمن المشكلة ذلك لأن الأسماك تمتص هذا المعدن ليتخزن في جسمها. لذلك يجب الحذر عند استهلاك الأسماك ومعرفة من أين تم اصطادها لتفادي الأماكن الملوثة، ربما مثل البحر الأبيض المتوسط والخليج العربي.

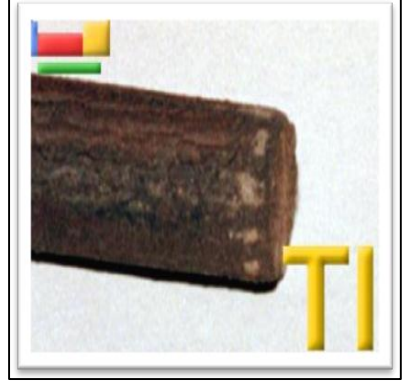
$^{201}_{81}Tl$

29 - عنصر الثاليوم

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر الثاليوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	81
العدد الكتلي (A)	204
الوزن الذري الغرامي (g)	204,37
نصف القطر الذري (A°)	1,71
الكثافة الحجمية (g/cm^3)	11,85
درجة الانصهار (C°)	303
درجة الغليان (C°)	1475
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,589
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	-
الكهروسلبية	1,62
النقلية الكهربائية ($\mu \Omega$) ⁻¹	0,055

1 - ما هو التاليوم؟

التاليوم معدن أبيض مزرق يشبه الرصاص في بعض مميزاته ولاسيما كثافته ودرجة انصهاره، وهو سم شديد ومركباته من المواد السامة جدا حتى ولو أخذت بجرعات صغيرة، إذ يكفي غرام واحد منه لیسبب الموت.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف التاليوم من قبل العالم الإنجليزي "وليام كروكس" في عام 1861م، وذلك بعد تحليله للنفايات المتبقية من صناعة حمض الكبريتيك باستعمال التحليل الطيفي، أطلق عليه اسم التاليوم ويعني باللاتينية الغصن الأخضر الغض.

يوجد بنسبة 0,0003% في القشرة الأرضية، كما يوجد أيضا في أجسام العديد من الحيوانات والنباتات التي تعيش على كوكبنا، فهو أكثر ما يوجد في قناديل البحر ونجومه وغيرها من سكان مملكة أعماق البحار، يتركز على اليابسة في النباتات التي تختزنه أثناء نشاطها الحيوي، ومنها الشمندر السكري الذي يستطيع جمع التاليوم من الأرض مهما كان تركيزه قليلا فيها ثم يخزنه في جسمه.

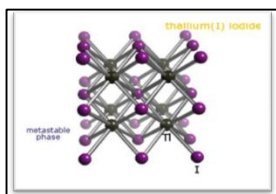
3 - طرق استحصاله

يوجد التاليوم بكميات ضئيلة مع فلزات أخرى، وعلى هذا الأساس يكون من المستحيل عمليا اقتفاء أثره بطريقة كيميائية، ولكن يمكن تحقيق ذلك بفضل الحساسية العالية للطرق الطيفية، كما يحضر كناتج ثانوي أثناء إنتاج الرصاص والزنك وعدد من العناصر الأخرى.

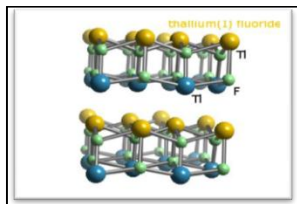
4 - الخواص الكيميائية للتاليوم

يعرف للتاليوم مركبات هالوجينية أحادية التكافؤ من بينها TIF و TII و $TIBr$ ، لها استخدامات عديدة، كما أن خواصها تتغير تبعا لتغير ظروف الضغط ودرجة الحرارة، فعند الظروف العادية يعمل هاليد التاليوم أحادي التكافؤ (TIX) كعازل كهربائي ولكنه يتحول إلى موصل للكهرباء.

عند الضغط العالي ولكن يقل التوصيل بارتفاع درجة الحرارة. وجدير بالذكر أن ثلاثي يوديد التاليوم TII_3 لا يعد ثلاثي التكافؤ فقد أثبتت الدراسات التي أجريت على هذه المادة أنه يوديد أحادي التكافؤ لأنه يحتوي على أيون ثلاثي اليوديد I^{3-} وهو أيون أحادي التكافؤ، يتكون في محلول من خليط به TI^{3+} و I^- حيث يقوم TI^{3+} بأكسدة أيون اليوديد I^- .

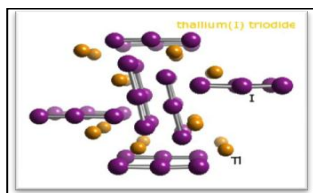


الشكل (2.29) بنية



الشكل (2.29) بنية TlF

TlI



الشكل (3.29) بنية TlI_3

1.4 - مركبات أخرى للتاليوم

بنية البلورية	اسم المركب
	أكسيد ثاني التاليوم Tl_2O
	رباعي بروميد ثاني التاليوم Tl_2Br_4
	ثلاثي أكسيد ثنائي التاليوم Tl_2O_3
	كلوريد التاليوم $TlCl$
	ثلاثي فلوريد التاليوم TlF_3

5 - مجال استخدام التاليوم

- أ. استخدم في أول مرة في ألمانيا لصناعة دواء سام ضد القوارض، الجرذان وبعض الحشرات.
- ب. يستخدم كوسيط فعال في العديد من التفاعلات العضوية (أكاسيده ومركباته).
- ت. يشكل باتحاده مع الرصاص، القصدير والأنتيمون مادة لا تتأثر بالأحماض تستعمل في تلبيس الأنابيب الموجودة تحت سطح الأرض.
- ث. هيدروكسي كبريتيد التاليوم يغير من ناقليته الكهربائية تحت تأثير الضوء خاصة الأشعة تحت الحمراء، فصممت بناء على ذلك خلايا ضوئية استخدمت في أجهزة الإنذار المخصصة للعمل في الضباب الكثيف، وفي المصابيح الكاشفة التي تعمل على الأشعة تحت الحمراء التي ترشد الطيار إلى مكان الهبوط في المطار، وفي وحدات البحث ليلا عن الأجسام التي تشع الحرارة وأجهزة قياس الإشعاع الصادر عن النجوم.
- ج. تدخل أملاح التاليوم في تركيب أنواع خاصة من الزجاج الملون الذي يتصف بقرينة انكسار كبيرة.
- ح. تصنع من البلورات الأحادية لأملاح التاليوم عدسات ومواشير تعمل في مجال الطيف تحت الأحمر والأجهزة العسكرية مناظير التحليل الطبيعي.
- خ. تستخدم أبخرة التاليوم والأرغون في ملء المصابيح وأنابيب لوحات الإعلانات.

6 - تأثير التاليوم في الإنسان

التاليوم ومركباته غالبا ما يكون شديد السمية، إذ أن ملامسته للجلد تسبب الأمراض ولا بدّ من وجود تهوية كافية أثناء إذابة هذا المعدن.

ومن أسباب سمية التاليوم، حين تواجهه في محلول مائي يكون على شكل شوارد أحادية التكافؤ، وتبدو مشابهة لكاتيونات الفلزات الأساسية القلوية خاصة البوتاسيوم، وعلى هذا يكمن دخوله إلى الجسم عن طريق مسارات امتصاص البوتاسيوم ويقوم بتعطيل عمليات خلوية كثيرة.

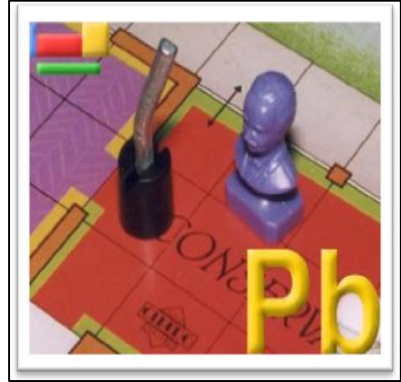
تتجلى أعراض التعرض إلى التاليوم في اضطرابات معدية ومعوية خطيرة تبدأ بالغثيان، الإسهال والقيء، وبعد عام تقريبا تصاب العينين بالتهاب مما يؤدي إلى العمى الكلي والدائم وانقطاع الطمث لدى المرأة واختفاء الحيوانات المنوية لدى الرجل، وفي المرحلة الأخيرة من التسمم يتأثر الجهاز العصبي المركزي إذ يحدث انحطاط عام، غيبوبة، هذيان، تشنجات مختلفة، التهاب الأعصاب فرط في الحساسية في مستوى الأطراف السفلية حتى يصبح المصاب لا يحتمل الغطاء الذي يغطي جسمه (لباسه)، وتنتهي هذه المرحلة بموت المصاب بالاختناق نتيجة الاضطرابات التنفسية.

30 - عنصر الرصاص $^{207}_{82}Pb$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر الرصاص

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	82
العدد الكتلي (A)	207
الوزن الذري الغرامي (g)	207,19
نصف القطر الذري (A°)	1,75
الكثافة الحجمية (g/cm^3)	11,4
درجة الانصهار (C°)	327,4
درجة الغليان (C°)	1725
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,716
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	-
الكهروسلبية	1,82
الناقلية الكهربائية ($\mu \Omega$) ⁻¹	0,046

1 - ما هو الرصاص؟

هو فلز ناعم الملمس (اللين) مرن لونه رمادي، قابل للسحب والطرق، موصل رديء للحرارة والكهرباء ومقاوم للتآكل، وعند تسخينه برفق يتحول إلى ثقوب أو قوالب حلقية ويعتبر أول الفلزات التي صهرها الإنسان، فالمواسير الرصاصية التي صنعها الرومان ما زالت تستخدم حتى وقتنا الحالي.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

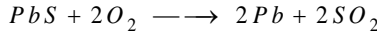
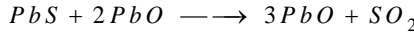
يوجد الرصاص في الطبيعة داخل الصخور، التربة، النباتات والحيوانات، ويوجد بشكل نمطي مشترك مع عناصر أخرى في صيغة أملاح رصاص ينحل بعضها في الماء. تختلف كميات الرصاص في الطبقات السطحية بشكل كبير، ويمكن أن تكون أعلى بكثير تبعاً للأنشطة البشرية.

3 - طرق استحصالة

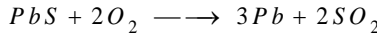
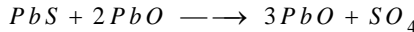
يحضر الرصاص من الغالينا PbS بعد فصل المواد الترابية بعدة طرق نذكر منها:

1.3 - طريقة الاختزال الذاتي

تسخن الغالينا في فرن عاكس بدرجة حرارة $500^{\circ}C$ و $600^{\circ}C$ ، بتمرير تيار من الهواء الساخن عليها، فتتحول جزئياً إلى أكسيد وكبريتات الرصاص وفق التفاعل التالي:

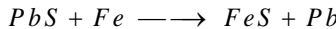


وفي المرحلة الثانية ترفع درجة حرارة المزيج في جو خال من الهواء فيتحلل الرصاص من الغالينا المتبقية ومن أكسيده وكبريتاته وفق التفاعلين:



2.3 - يحضر الرصاص بتسخين الغالينا مع الحديد في فرن الرصاص

وفق التفاعل التالي :



3.3 - يستخرج الرصاص من الغالينا حسب طريقة التحليل الكهربائي حيث

يتحرر الرصاص من الكاثود والكبريت على الأنود.

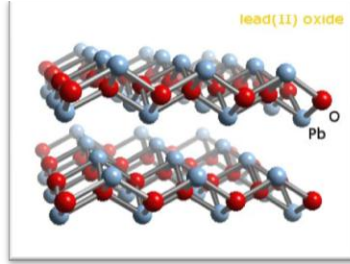
4 - الخواص الكيميائية للرصاص

1.4 - مركباته

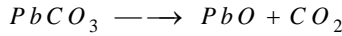
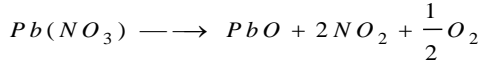
1.1.4 - أكاسيده

أ - أكسيد الرصاص (PbO)

يحضر بتمرير تيار من الهواء غير مصهور الرصاص وهيدروكسيد الصوديوم، كما يمكن تحضيره بالتفكيك الحراري لنترات الرصاص أو كربونات الرصاص.



الشكل (1.30) بنية PbO



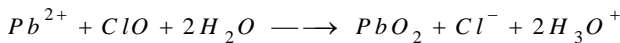
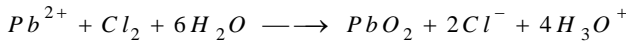
يعرف لأكسيد الرصاص حالتين بلوريتين وهما:

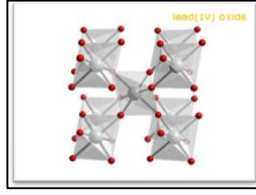
- أكسيد الرصاص الأصفر الذي يتبلور حسب نظام المعين Rhombic.

- أكسيد الرصاص الأحمر يتبلور حسب النظام الرباعي Tetragonal ويتم التحول من حالة إلى أخرى في الدرجة $488^\circ C$ ، كل منهما ضعيف الانحلال في الماء.

ب - ثاني أكسيد الرصاص (PbO_2)

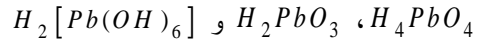
يحضر بأكسدة أملاح الرصاص بطريقة التحليل الكهربائي أو بتأثير الكلور أو البروم أو أملاح الكلوريت في وسط قاعدي:



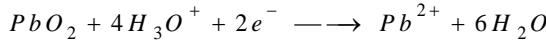


الشكل (2.30) بنية PbO_2

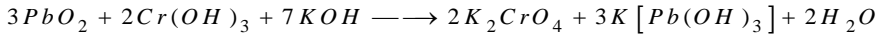
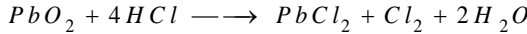
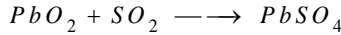
يتفاعل ثاني أكسيد الرصاص PbO_2 مع الأكاسيد ذات الصفة الأساسية مشكلا أملاحه تحتوي على أيونات من نوع PbO_4^{4-} و PbO_3^{2-} و $[Pb(OH)]^{2-}$ التي توافق الأحماض التالية:



يعتبر ثاني أكسيد الرصاص مؤكسدا قويا في الأوساط الحمضية.



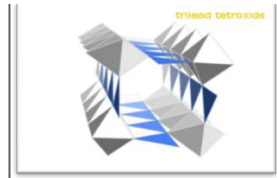
لذلك يؤكسد PbO_2 الكثير من المواد.



يستعمل مسحوق ثاني أكسيد الرصاص الممزوج بالكبريت والفسفور الأحمر في صنع أعواد الثقاب.

ج - رباعي أكسيد ثلاثي الرصاص (Pb_3O_4): (أكسيد الرصاص الأحمر)

ينتج بتسخين أكسيد الرصاص PbO في الهواء بالدرجة 500°م، الذي يعد كناتج لاتحاد ثنائي أكسيد ثنائي الرصاص Pb_2O_2 مع أكسيد الرصاص PbO . لا ينحل الأكسيد Pb_3O_4 في الماء، لكنه ينحل في مصهور نترات البوتاسيوم، يتفكك هذا الأكسيد بتسخينه في الدرجة 400°م، وفي الفراغ يحرر الأكسجين.



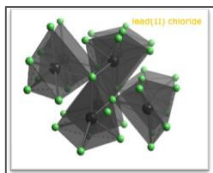
الشكل (3.30) بنية Pb_3O_4

ويحدث هذا التفكك نفسه في الهواء بدءاً من الدرجة 550° م التي يكون فيها الضغط الجزئي للأكسجين 0,2 جو.

يتفاعل الأكسيد Pb_3O_4 مع HNO_3 الممدد مكوناً ثنائي أكسيد الرصاص ونترات الرصاص ذي درجة أكسدة (+2)، وتبين خواص الأكاسيد أنه ليس مجرد مزيج من الأكسيدين PbO_2 و PbO ، إنما يمكن اعتباره كملح رصاصات الرصاص $[PbO_4] Pb_2$.

2.1.4 - هاليدات

تحضر الهاليدات بتأثير PbX_2 بتأثير الحمض الموافق HX على أحد مركبات الرصاص (+2) فمثلاً المركبان PbF_2 و $PbCl_2$ ، المبينان في الصورتين الموالتين:



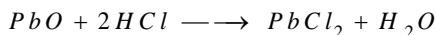
الشكل (5.30)



الشكل (4.30) بنية PbF_2


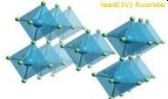
بنية $PbCl_2$

يحضران وفق التفاعلان:



3.1.4 - مركبات أخرى

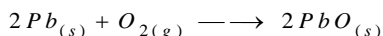
بنية البلورية	اسم المركب
	ثنائي يوديد الرصاص PbI_2
	ثنائي سيلينيد الرصاص $PbSe$

بنيتة البلورية	اسم المركب
	ثنائي كبريتيد الرصاص PbS
	رباعي فلوريد الرصاص PbF_4

2.4 - تفاعلاته

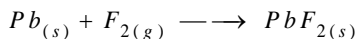
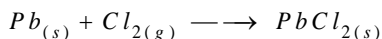
1.2.4 - تفاعله مع الهواء

سطح الرصاص المعدني محمي بطبقة من أكسيده، فهو لا يتفاعل مع الهواء. أما إذا قمنا بتسخينه في درجات 600°م إلى 800°م في وجود الأكسجين فهو يتفاعل معه وفق التفاعل التالي:



2.2.4 - تفاعله مع الهالوجينات

في درجة حرارة الغرفة يتفاعل الرصاص مع الكلور والفلور لتشكيل هاليدات السامة وفق التفاعلات التالية:



5 - مجال استخدام الرصاص

لقد أستخدم الرصاص في تطبيقات متنوعة منذ آلاف السنين، والاستخدام الرئيسي حالياً يتمثل في إنتاج عدة أنماط من البطاريات ويستعمل في:

- إنتاج الذخائر الحربية ومنتجات معدنية (صفائح ولحام وأنابيب) وتجهيزات طبية (واقيات الإشعاع ومعدات خارجية)، وكذلك الدهانات والخزف المزجج والتجهيزات العلمية.
- يستخدم في صناعة الزجاج شديد الدقة في الليزر وفي التجهيزات البصرية الأخرى.
- يستعمل الرصاص في تغليف السطوح المنزلية (على شكل أوراق) وفي مجال الصناعة الكيميائية كمقاوم للتآكل.

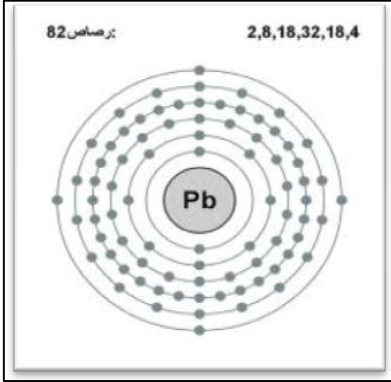
نظراً لكون الرصاص من العناصر الثقيلة غير المشعة فيستعمل لكبح الإشعاعات النووية وامتصاصها. أما فيما يخص مركباته التي نذكر منها رباعي اثيل الرصاص ورباعي ميثيل الرصاص استخدمت لسنوات عديدة في البنزين بغية رفع رقم الأوكتان فيه.

6 - تأثير الرصاص على الإنسان

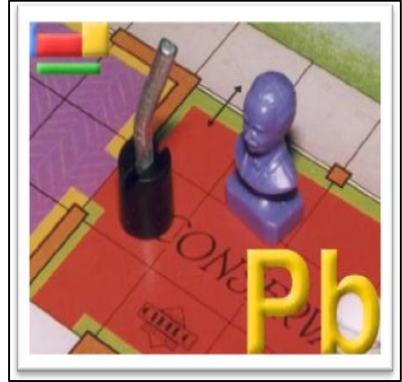
بالنظر إلى الانتشار الواسع للرصاص في البيئة فهو يدخل الجسم عن طريق استنشاق الهواء، شرب الماء وتناول الطعام، فتتوضع جسيماته في الرئتين وعادة ما تخرج الجسيمات المتوضعة في الجزء العلوي من الرئتين عن طريق السعال، أما المتوضعة عميقا في الرئتين فتتحل سامحة للرصاص بالدخول إلى مجرى الدم، ويشار إلى أنه لدى البالغين يغادر الجسم أثناء الطرح 99% من الرصاص الداخل إلى مجرى الدم، أما ما تبقى فإنه يخزن في العظام والأسنان، وبالنسبة للأطفال فإن حوالي 70% من الرصاص سيبقى في الجسم ليختزن بشكل رئيسي في العظام.

31 – عنصر البزموت $^{209}_{83}Bi$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر البزموت

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	83
العدد الكتلي (A)	208
الوزن الذري الغرامي (g)	208,98
نصف القطر الذري (A°)	1,7
الكثافة الحجمية (g/cm^3)	9,8
درجة الانصهار (C°)	271,3
درجة الغليان (C°)	1560
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,703
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	-
الكهروسلبية	2,02
الناقلية الكهربائية $(\mu \Omega)^{-1}$	0,099

1 - ما هو البزموت؟

البزموت فلز لامع ذو لون أبيض محمر، ناقل للكهرباء والحرارة، هش يمكن تحويله بسهولة إلى مسحوق، يكون في الحالة العادية على شكل جزيئات Bi_2 ، تزداد مقاومته الكهربائية تحت الحقل المغناطيسي وتتنخفض مرتين بعد انصهاره، ولكنها ترتفع فجأة أثناء تبريده، وبفضل بنيته البلورية الخاصة فهو يتمدد أثناء تجمده بعكس الفلزات الأخرى وينجم عن هذا ظاهرة أخرى وهي تحوله بسهولة إلى حالة سائلة كلما ازداد الضغط.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف من قبل الفرنسي "كلود جيو فراي" اشتق اسمه من الألمانية Weisse masse، بمعنى كتلة بيضاء وهذا راجع إلى لونه.

3 - طرق استحصاله

يسخن الخام المحتوي على البزموت بالهواء في درجات حرارة منخفضة، ثم يختزل بالكربون، أما خامات الكبريتيد تحتزل بالحديد.

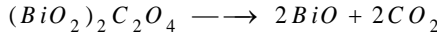
4 - الخواص الكيميائية للبزموت

1.4 - مركباته

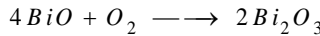
1.1.4 - أكاسيده

أ - أحادي أكسيد البزموت BiO

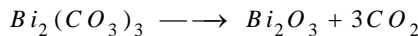
يتكون بتسخين أكسالات أساسية وفق التفاعل التالي:



يتحول هذا الأكسيد إلى ثلاثي أكسيد ثنائي البزموت عند تسخينه في الهواء وفق التفاعل:



يوجد ثالث أكسيد ثنائي البزموت طبيعياً على هيئة مسحوق أصفر اللون، يتكون أيضاً عند تسخين نترات البزموت أو كربونات البزموت عند حرارة عالية، وفق التفاعل التالي:



هذا الأخير في الأحماض وليست له أي خصائص حمضية.

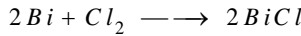
ب - خماسي أكسيد ثنائي البزموت Bi_2O_5

يحضر بأكسدة Bi_2O_3 بمؤكسد قوي مثل $KMnO_4$ أو $NaOCl$ في وسط أساسي أو بتفاعل أملاح البزموتات مع HNO_3 ويتشكل Bi_2O_3 مع هيدروكسيدات المعادن الأساسية المركزة أملاح بزموت المعادن المقابلة مثل $NaBiO_3$ أو Na_3BiO_4 .

2.1.4 - هاليدات البزموت

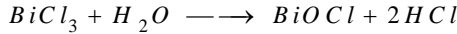
أ - أحادي كلوريد البزموت $BiCl$

ينكون عند اتحاد البزموت مباشرة مع غاز الكلور لكنه سريعا ما ينحل إلى البزموت وثالث كلوريد البزموت:

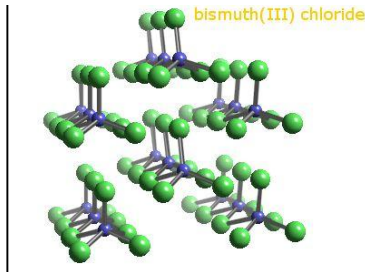
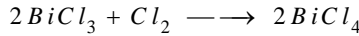


ب - ثالث كلوريد البزموت $BiCl_3$

يحضر بالتفاعل المباشر بين غاز الكلور والبزموت، يكون على هيئة سائل أصفر تتسامى منه عند تسخينه بعض البلورات التي تتصهر عند 223°C ، ويتحول ثالث كلوريد البزموت عند معاملته بالماء إلى أكسي كلوريد البزموت وفق التفاعل التالي:



كما يتفاعل ثالث كلوريد البزموت مع غاز الكلور مكونا رابع كلوريد البزموت.



الشكل (1.31) بنية $BiCl_3$

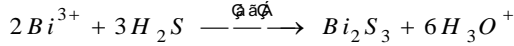
3.1.4 - مركباته مع الكبريت

أ - أحادي كبريتيد البزموت BiS

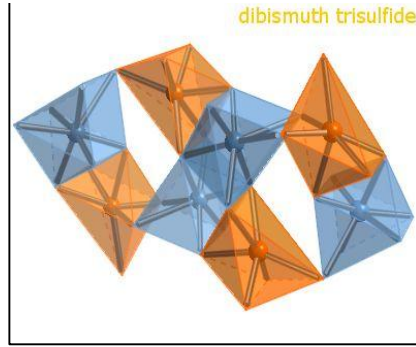
يتكون عند إمرار غاز كبريتيد الهيدروجين في محلول قلوي من تترتات البزموت واليوتاسيوم، وذلك في وجود كلوريد القصديروز.

ب - ثلاثي كبريتيد ثنائي البزموت Bi_2S_3

يحضر على شكل بلورات رمادية وذلك بصهر البزموت مع الكبريت، وكما يمكن تحضيره على شكل راسب بني مسود وذلك بتمرير غاز كبريتيد الهيدروجين في محلول يحتوي على الأيونات Bi^{3+} وفق التفاعل التالي:



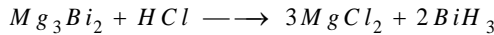
لا يذوب Bi_2S_3 بعكس كبريتيد الزرنيخ وكبريتيد الأنتيموان في المحاليل المحتوية على الأيونات S^{-2} .



الشكل (2.31) بنية Bi_2S_3

4.1.4 - ثلاثي هيدريد البزموت BiH_3

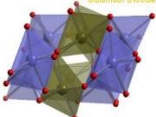
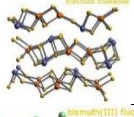
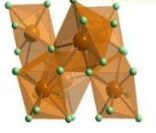


يحضر بتأثير حمض HCl على أشباه من البزموت والمغنيزيوم:



5.1.4 - هيدروكسيد البزموت $Bi(OH)_3$

يحضر بترسيبه على شكل راسب أبيض وذلك بإضافة محلول هيدروكسيد معدن أساسي على محاليل أملاح البزموت، ويتحول بالتسخين في درجة حرارة تقدر بـ 100°C .

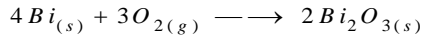
6.1.4 - مركبات أخرى

بنية البلورية	اسم المركب
	ثلاثي أكسيد ثنائي البزموت Bi_2O_3
	ثلاثي سيلينيد ثنائي البزموت Bi_2Se_3
	ثلاثي فلوريد البزموت BiF_3
	خماسي فلوريد البزموت BiF_5
	ثلاثي بروميد البزموت $BiBr_3$

2.4 - تفاعلاته

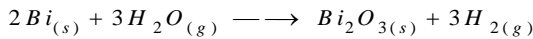
1.2.4 - تفاعله مع الهواء

عند التسخين يتفاعل البزموت مع الهواء لتشكيل ثلاثي أكسيد البزموت، ويصحب هذا التفاعل شعلة بيضاء:



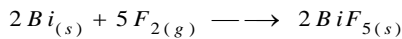
2.2.4 - تفاعله مع الماء

يمكن للبزموت كذلك أن يتفاعل مع الماء لتشكيل ثلاثي أكسيد البزموت وفق التفاعل التالي:

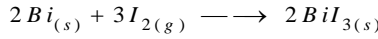
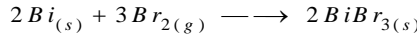
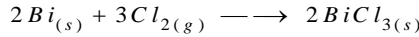
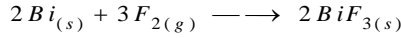


3.2.4 - تفاعله مع الهالوجينات

البزموت يتفاعل مع الفلور لتشكيل خماسي فلوريد البزموت وفق التفاعل التالي:

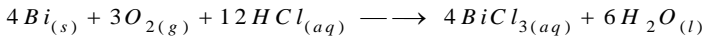


كما يمكن له أن يتفاعل مع كل الهالوجينات لتشكيل ثلاثي هاليد البزموت وفق التفاعلات التالية:



4.2.4 - تفاعله مع الأحماض

يتفاعل البزموت مع حمض الكبريتيك المركز أو حمض النتريك المركز وفي وجود حمض الهيدروكلوريك لتشكيل محاليل تحتوي على أيون البزموت وفق التفاعل التالي:



5 - مجال استخدام البزموت

- أ. يستعمل في مجال الطب حيث دخل بشكل كبير في العديد من الأدوية، المراهيم والمساحيق التي تستعمل كمواد مطهرة أثناء معالجة الأمراض الجلدية، أمراض جهاز الهضم والتنام الحروق والجروح.
- ب. يستعمل أيضا في مجال الصناعة، فسيبكية (وود) المعروفة أنها مزيج من البزموت، الرصاص، القصدير والكاديوميوم، تساعد على إحكام الزجاج بالمعدن، ويصنع من هذه السبيكة المغناطيس وذلك بإضافة المنغنيز لها.
- ت. إن لمركبات البزموت مع التولويوم فائدة في صنع المولدات الكهربائية لتحويل الطاقة الحرارية إلى طاقة كهربائية، كما تضاف مركباته إلى الزجاج عندما يراد رفع قرينة إنكساره.
- ث. أما أملاح البزموت فهي تستعمل في صنع الدهانات الخاصة بإشارات المرور حيث تجعلها تلمع عندما يسقط عليها الضوء الصادر عن السيارات.
- ج. يستعمل البزموت في مجال الزينة منذ القدم في صناعة أصبغة الشعر ومواد التجميل فمثلا أملاح البزموت يصنع منها أحمر الشفاه.

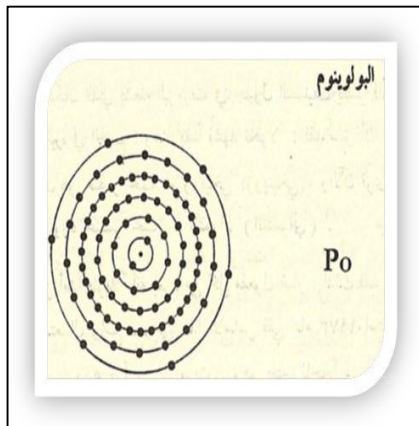
6 - تأثير البزموت في جسم الإنسان

فلز البزموت وأملاحه تسبب ضمور الكلى على الرغم من أن درجة الضمور هذه عادة لا تكون حادة، لكن الجرعات الكبيرة منه مميتة. ومن آثاره السامة:

- إحساس بعدم الإرتياح.
 - نزول زلال أو مواد بروتينية في البول.
 - الإسهال.
 - إضطرابات الجلد وفي بعض الأحيان الالتهاب الحاد للطبقة الخارجية للجلد.
- لا يعتبر البزموت من العوامل المسرطنة

32 - عنصر البولونيوم $^{210}_{84}Po$

التوزيع الإلكتروني



خواص عامة لعنصر البولونيوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	84
العدد الكتلي (A)	210
الوزن الذري الغرامي (g)	210,0
نصف القطر الذري (A°)	1,76
الكثافة الحجمية (g/cm³)	9,2
درجة الانصهار (C°)	254
درجة الغليان (C°)	-
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,812
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	-
الكهروسلبية	2,0
الناقلية الكهربائية $(\mu \Omega)^{-1}$	0,020

1 - ما هو البلونيوم؟

البلونيوم فلز متطاير نوعا ما، مشعّ، يعرف له أكثر من 25 نظيرا تتراوح كتلتها الذرية ما بين 192 و218، أغلب هذه النظائر مشعّ. البلونيوم مصدر حراري لأدوات القدرة الكهربائية الحرارية من أجل التطبيقات الفضائية؛ فيكفي أن نحيط كمية صغيرة من هذا الفلز بغلاف معدني كي يسخن هذا الأخير.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف من قبل الزوجان "بي.هـ" و "ماري كيوري" في فرنسا، ومنحت "ماري" اسم وطنها الأصلي بولندا (مسقط رأسها) اسما لهذا العنصر، يوجد البلونيوم بكميات قليلة جدا في القشرة الأرضية، ملتصقا مع المعادن المحتوية على الراديوم.

3 - طرق استحصاله

يحضر من قصف البزموت بالنترونات، أو من انشطار الراديوم، كما يمكن تحضيره من المعالجة الكيميائية لخامات اليورانيوم.

4 - مجال استخدام عنصر البلونيوم

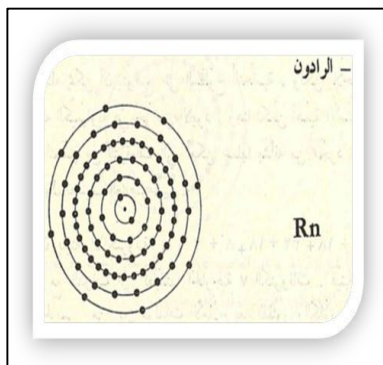
أ. يستخدم البلونيوم بشكل أساسي في صناعة أدوات مصممة للتخلص من الكهرباء الساكنة.
ب. يستخدم النظير (-210) في الفرش لازالة الغبار من الأفلام الفوتوغرافية وعدسات الكاميرات.

5 - تأثير البلونيوم على الإنسان

لا يكون البلونيوم خطرا صحيا على الإنسان إلا في حالة دخوله إلى الجسم عن طريق بلع الأطعمة أو استنشاق الغبار المحتوي عليه.

33 - عنصر الرادون $^{222}_{85}Rn$

التوزيع الإلكتروني



خواص عامة لعنصر الرادون

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	86
العدد الكتلي (A)	222
الوزن الذري الغرامي (g)	222,01
نصف القطر الذري (A°)	1,2
الكثلة الحجمية (g/cm^3)	9,72
درجة الانصهار (C°)	-71
درجة الغليان (C°)	-61,8
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	1,037
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	-
الكهروسلبية	-
الناقلية الكهربائية $(\mu \Omega)^{-1}$	-

1 - ما هو الرادون؟

الرادون غاز مشعٌ عديم اللون، والطعم والرائحة، ويعد من مصادر الإشعاع الذري الطبيعي الذي يتولد في سلسلة تحلل اليورانيوم (238). ينتمي الرادون إلى عائلة الغازات النبيلة فذراته نادرا ما تتفاعل، لذلك يمكنها أن تنتشر بحرية عبر كل المواد النفوذة للغازات لأنها خاملة كيميائيا. لا يمكن الكشف عن غاز الرادون بالحواس البشرية، لذلك يعتمد في الكشف عنه بشكل رئيسي على كشف الأشعة المرافقة لتفككه وتفكك وليداته.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

يتواجد الرادون بشكل طبيعي تقريبا في كل مكان، والمصدر الرئيسي للرادون 222 هو تربة الأرض وصخورها القريبة من السطح، حيث يشكل الرادون المتولد نتيجة التحلل الإشعاعي لليورانيوم 238 بنسبة 80% على الأقل من غاز الرادون. المصدر الثاني هو المياه الجوفية، حيث تبيّن أن الرادون الناتج عن الماء يشكل مشكلة في الأنبية التي يستخدم فيها مياه الآبار بشكل مباشر، أما المصدر الثالث فيتمثل في مواد البناء المستخدمة في المساكن التي تطلق غاز الرادون نتيجة التحلل الإشعاعي للراديوم الذي تحتوي.

3 - طرق استحصاله

يحضر من اللانثطار النووي لعنصر الراديوم.

4 - الخواص الكيميائية لعنصر الرادون

للرادون التركيب الإلكتروني $4f^{14}5d^{10}6s^26p^6$ ، ذرات هذا العنصر ذات تركيب إلكتروني مكتمل وهذا يعني أنها مستقرة استقرارًا تامًا، فهي غير ميالة للارتباط مع نفسها لتشكيل جزيئات ثنائية وحتى مع غيرها من العناصر، وإنما توجد بشكل ذرات منفصلة، لهذا دعي بالغاز الخامل.

5 - مجال استخدام الرادون

هناك استخدامات عديدة لغاز الرادون، فقد سجل قياس الرادون نجاحات كبيرة في اكتشاف وتقدير خامات اليورانيوم والثوريوم، وأجريت دراسات لا يزال بعضها مستمرا لتحري إمكانية استخدام قياس الرادون في توقع حدوث الزلازل والأنشطة البركانية، غير أنه لاتزال هناك صعوبات في هذا الطريق.

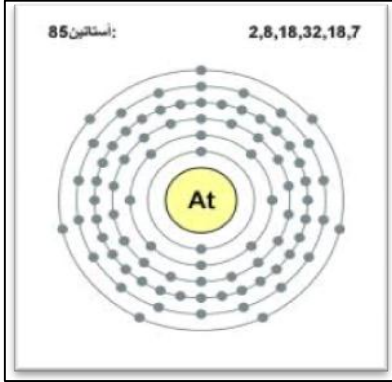
6 - تأثير الرادون على صحة الإنسان

تكمّن الآثار الصحية للرادون في جسيمات ألفا الصادرة عنه وعن نواتج تفككه، حيث تمتلك هذه الجسيمات الطاقة الكافية لتخترق النسيج الداخلي لخلايا الجسم وتُخربها، هناك طريقتان يمكن للرادون ونواتج تفككه أن تدخل جسم الإنسان وهما التنفس والهضم، ويعتقد أن الهضم ليس خطراً حيث وجود الطعام في المعدة ولو بسماكة لا تتجاوز 1,5 mm يمكن أن يوقف معظم جسيمات ألفا الصادرة عن تفكك الرادون ووليداته، فهو إما أن ينتقل إلى الدورة الدموية أو يعود ويخرج من الرئة عن طريق الزفير، أما إذا استنشق الرادون فيدخل إلى الرئة ويتفكك بداخلها فيؤذيها.

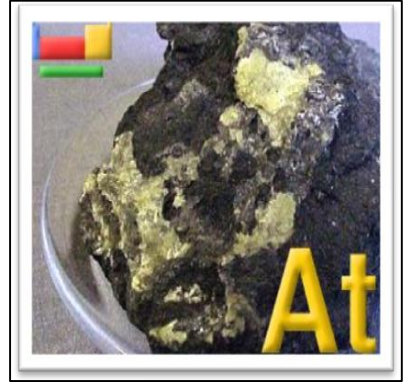
لقد ورد عن إحدى اللجان المكلفة بدراسة التأثير البيولوجي للأشعة المؤينة أنّ 10% من الإصابات السرطانية هي نتيجة غاز الرادون، وأكثر المنتضرين هم عمال المناجم إذ أن الهواء داخل المنجم مغير بشكل كبير مما يزيد من تعلق نواتج تفكك الرادون وبغير من معامل التوازن كما يكون تنفس العمال خلال عملهم عميقاً مقارنةً معه خارج المنجم

34 - عنصر الأستاتين $^{210}_{85}At$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر الأستاتين

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	85
العدد الكتلي (A)	210
الوزن الذري الغرامي (g)	210
نصف القطر الذري (A°)	-
الكثافة الحجمية (g/cm^3)	-
درجة الانصهار (C°)	302
درجة الغليان (C°)	-
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,890
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	-
الكهروسلبية	2,2
الناقلية الكهربائية ($\mu \Omega$) ⁻¹	-

1 - ما هو الأستاتين؟

الأستاتين هو عنصر مشعٌ وبعد أثقل عناصر زمرة الهالوجينات التي تنتمي إليه، وهو غير مستقر وتتفكك كل نظائره الثلاثين إشعاعياً.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

تم تحضير الأستاتين لأول مرة عام 1940م، والذي قام بتحضيره هوديلر كورسون و ك. ر. ماكينزي وإميليو سيجري في مدينة بيركلي بكاليفورنيا بالولايات المتحدة الأمريكية. ورغم وجود كمية قليلة من العنصر في اليورانيوم الخام فإن كل الأستاتين تقريباً يحضر صناعياً.

3 - طرق استحصاله

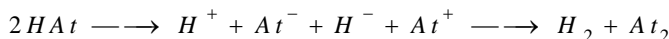
أنتج الأستاتين داخل سليكلوترون بقذف البزموت بجسيمات ألفا ذات طاقة عالية.

4 - الخواص الكيميائية للأستاتين

1.4 - مركباته

1.1.4 - هيدريد الأستاتين HAt

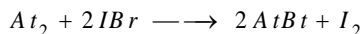
يعرف أيضاً بهيدروجين الأستاتين، يسلك هذا المركب سلوك مشابه جداً لهاليدات الهيدروجين. وبما أن ذراته لها كهروسلبية متقاربة فهذا يؤدي إلى سهولة تفككه والخضوع للتفاعلات التالية:



2.1.4 - هاليداته

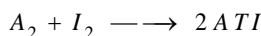
أ - أحادي بروميد الأستاتين $AtBr$

يتم إنتاجه عن طريق تفاعل البروم مع الأستاتين في محلول مائي من البود وفق التفاعل التالي:



ب - أحادي يوديد الأستاتين AtI

يتم إنتاجه عن طريق تفاعل مباشر بين الأستاتين واليود وفق التفاعل التالي:



ج - أحادي كلوريد الأستاتين $AtCl$

يتم إنتاجها من قبل مجموعة من فوق الكرومات والكلور ولكن إلى حد الآن لم يتم الحصول على $AtCl$ كمركب نقي.

2.4 - تفاعلاته

1.2.4 - تفاعله مع الهالوجينات

الأسناتين يتفاعل مع البروم واليود لتشكيل AtI و $AtBr$ (inter halogène) على التوالي، وكل منها تذوب في رابع كلوريد الكربون CCl_4 :



2.2.4 - تفاعله مع الأحماض

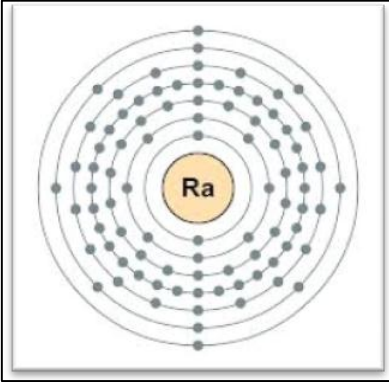
الأسناتين يذوب في حمض النتريك المخفف HNO_3 أو حمض الهيدروكلوريك المخفف HCl .

5 - تأثير العنصر على الإنسان

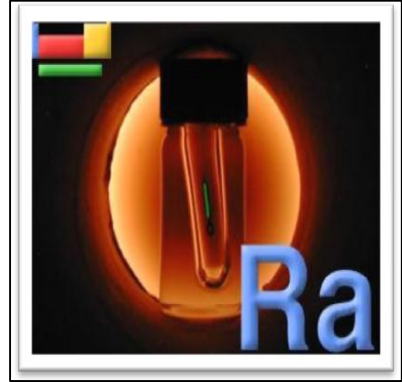
- إن الأسناتين والمعروفة بعقاقير تخفيض الكوليسترول تشكل خطر على صحة الإنسان:
- أ. فهي تعمل على تقليل مستويات الطاقة عند الأشخاص الذين يتناولونه وذلك لما لها من تأثير سلبي على أنسجة العضلات (فهي تعمل على إفشال العضلات).
 - ب. تحدث الإصابة بالسكتة الدماغية في حالة حدوث نزيف عميق بالمخ الذي يحدث عادة من ارتفاع ضغط الدم لفترات طويلة للأشخاص الذين يتناولونها.
 - ت. وبالرغم من هذه المخاطر فإن له إيجابيات على صحة الإنسان: فهو يعمل على تقليل مخاطر الإصابة بسرطان البروستاتا

35 – عنصر الراديوم $^{226}_{88}Ra$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر الراديوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	88
العدد الكتلي (A)	226
الوزن الذري الغرامي (g)	226
نصف القطر الذري (A°)	–
الكثافة الحجمية (g/cm^3)	5
درجة الانصهار (C°)	700
درجة الغليان (C°)	–
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,509
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	0,9
الناقلية الكهربائية ($\mu \Omega$) ⁻¹	–

1 - ما هو الراديوم؟

الراديوم عنصر كيميائي مشع ذو لون أبيض نقي تقريبًا وهو من المعادن القلوية الترابية، ولكنه يتأكسد بسهولة عند تعرضه للهواء، فيصبح أسود اللون. وينتج عن اضمحلاله الإشعاعي غاز الرادون.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشفه الزوجان بيبير وماري كوري في عام 1898م، حيث قامت ماري كوري وأندريه لويس دوبيرين بفصل الراديوم من خلال التحليل الكهربائي لكلوريد الراديوم في عام 1910م. منذ اكتشافه، أطلق على الراديوم عدة أسماء مثل الراديوم A والراديوم C2 والعديد من العناصر الأخرى التي هي نتائج اضمحلال الراديوم. في الطبيعة، تم العثور على الراديوم في خامات اليورانيوم بكميات ضئيلة، على الأقل يتم العثور على سبع غرامات للطن الواحد من اليورانينايت (Uraninite).

3 - طرق استحصاله

أ) يتكون عنصر الراديوم، بشكل دائم في الطبيعة نتيجة للاحلال الإشعاعي لليورانيوم. فأتثناء حدوث هذه الظاهرة، يبتث اليورانيوم 238، وهو أثقل نظير إشعاعي لليورانيوم، الإشعاع في شكل جسيمات ألفا، وجسيمات بيتا، وأشعة جاما. ويتحول اليورانيوم 238، إلى اليورانيوم 234، والذي يتحول بدوره فيما بعد، إلى الثوريوم 230، وينحل هذا النظير الإشعاعي غير المستقر بدوره إلى الراديوم 226.

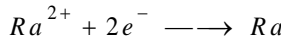
ب) استخلاص معدن الراديوم من كلوريد الراديوم الرطب:

- ينقى الراديوم بالبلورة الجزئية من حامض الهيدروكلوريك المائي.

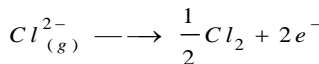
- يجفف $RaCl$ وينقى بالبلورة.

- تستخدم بلورات $RaCl$ النقية ويستخدم القوس الكهربى فى التحليل لعزل العنصر المعدني بالتحليل الكهربائي:

القطب السالب:



القطب الموجب:



التحليل الكهربائي يحل كلوريد الراديوم الصافي.

- باستخدام قطب زئبق سالب يملغم الراديوم بالزئبق بالتحليل الكهربائي بالتقطير في جو من الهيدروجين.

- يزال الزئبق بالتقطير، وينتج معدن الراديوم الصافي.

4 - الخواص الكيميائية للراديوم

1.4 - مركباته

مركباته جدا مشابهة لمركبات الباريوم إلى حد المطابقة، حتى يصعب العمل على التفريق بين العنصرين.

الشكل التجارى للراديوم هو أنه يباع على شكل:

- بروميد الراديوم $RaBr$.

- كلوريد الراديوم $RaCl$.

تُلوّن مركباتها النيران بلون قرمزي وتعطي الطيف المميز للراديوم.

1.1.4 - ثنائي كلوريد الراديوم $RaCl_2$

هو أول مركب راديوم يعزل في صورة نقية، استخدمته ماري كوري عند فصلها للراديوم عن الباريوم. أول فصل لمعدن الراديوم كان عن طريق التحليل الكهربائي لمحلول من كلوريد الراديوم باستخدام كاثود من الزئبق.

أ - تحضيره

يتم تحضير ثنائي كلوريد الراديوم عن طريق تسخين بروميد الراديوم في تيار من كلوريد الهيدروجين الجاف، أو عن طريق تجفيف كبريتات الراديوم بالهواء الجاف، ثم تسخين الكبريتات في تيار من كلوريد الهيدروجين.

ب - خصائصه

ثنائي كلوريد الراديوم مادة صلبة بيضاء عديمة اللون، لها بريق أخضر ذو زرقة خاصة عند تسخينه، يتغير لون كلوريد الراديوم تدريجياً مع القَدَم إلى الأصفر.

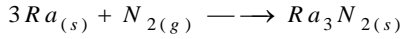
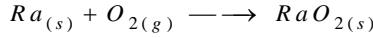
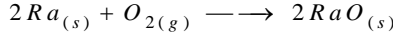
ج - استخداماته

مازال كلوريد الراديوم يستخدم في المراحل الأولية لفصل الراديوم عن الباريوم خلال استخراج الراديوم من البيتسبلند، ورغم كميات المواد الضخمة المتعلقة بهذه العملية (أطنان من الخام لميليجرامات من الراديوم)، تفضل هذه الطريقة الأقل تكلفة (ولكنها الأقل فعالية) على الطرق القائمة على استخدام بروميد الراديوم أو كرومات الراديوم (التي تستخدم لمراحل لاحقة من عملية الفصل).

2.4 - تفاعلاته

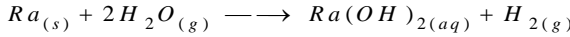
1.2.4 - تفاعله مع الهواء

يمكن للراديوم أن يحترق في الهواء مشكلا مزيج من أكسيد الراديوم الأبيض RaO_2 ، نتريد الراديوم Ra_3N_2 وفق التفاعلات التالية:



2.2.4 - تفاعله مع الماء

الراديوم يتفاعل بسهولة مع الماء لتكوين هيدروكسيد الراديوم وغاز الهيدروجين وفق التفاعل التالي:



5 - مجال استخدام الراديوم

- أ. تؤثر إشعاعات الراديوم على الأفلام الفوتوغرافية حتى لو عزلت بأوراق غير منفذة، كما أن لها القدرة على الإحترق الخشب والصفائح الفلزية الرقيقة.
- ب. للراديوم ومركباته القدرة على إزالة شحنة الكشاف الكهربائي، والتأثير على عداد غايغر، فهو يؤين جزيئات الهواء بالقرب من قرص الكشاف.
- ت. لمركبات الراديوم القدرة على التوهج عند خلطها مع غيرها من المركبات، فمثلا عند خلط كمية قليلة من بروميد الراديوم وكبريتيد الزنك يتكون خليط يتوهج في الظلام كما تتوهج عقارب الساعة في الظلام.

6 - تأثيراته

1.6 - تأثيره على جسم الإنسان

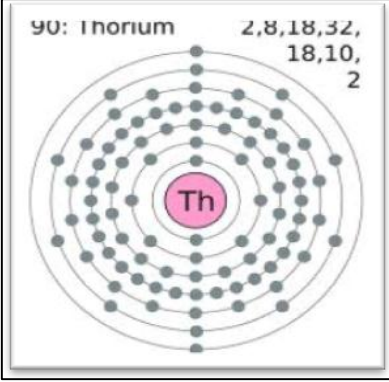
- تسبب أشعة الراديوم حروقا على جلد من يعملون به تحتاج لفترة طويلة في الشفاء.
- يستخدم لعلاج أمراض الجلد والسرطان وهذا راجع إلى قدرته على الإضرار بأنسجة جسم الإنسان.

2.6 - تأثيره على البيئة

- لأشعة الراديوم القدرة على قتل أجنة البذور والبكتيريا وحتى الحيوانات الصغيرة.
- الراديوم ليس ضروريًا للكائنات الحية، ولكن تصبح له أضرار عندما يتم دمجه في العمليات البيوكيميائية (الكيميائية الحيوية) بسبب نشاطه الإشعاعي وتفاعلاته الكيميائية.

36 – عنصر الثوريوم $^{232}_{90}\text{Th}$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر الثوريوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	90
العدد الكتلي (A)	232
الوزن الذري الغرامي (g)	232,038
نصف القطر الذري (Å)	1,80
الكثافة الحجمية (g/cm ³)	11,7
درجة الانصهار (C°)	1760
درجة الغليان (C°)	3850
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,59
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	-
الكهروسلبية	1,3
الناقلية الكهربائية (μ Ω) ⁻¹	0,055

1 - ما هو الثوريوم؟

الثوريوم فلز أبيض أشهب طري نسبيا، يحافظ على لمعانه لشهور عديدة بينما عند وجود شوائب أكسيدية به فإن لمعانه يخبو في الهواء ويصبح رمادي ثم أخيرا يتحول إلى اللون الأسود.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

تم اكتشاف الثوريوم عام 1828م بواسطة الكيميائي السويدي جونز جاكوب بيرزيليوس، والذي قام بتسميته على اسم ثور إله الرعد الإسكندنافي. ولم يكن للثوريوم أي استخدامات حتى عام 1885م حيث تم اكتشاف المصباح المغطى.

ويوجد الثوريوم بكميات ضئيلة في معظم الصخور وأنواع التربة، حيث تحتوى التربة بصفة عامة على 6 أجزاء في المليون منه في المتوسط، كما يتواجد الثوريوم في عدة معادن، وأكثرها شهرة المونازيت والذي يحتوى على 12% تقريبا من أكسيد الثوريوم. ويوجد من هذا المعدن مخزون طبيعي في عديد من البلدان، كما توجد نظائر أخرى للثوريوم تنتج من الاضمحلال التسلسلي لليورانيوم.

3 - طرق استحصاله

يتم استحصال الثوريوم مثله مثل باقي الأكتينيدات بعدة طرق:

أ) من الطرق المستخدمة لفصل الأكتينيدات والمعتمدة على زيادة تركيز العنصر، ثم الترسيب الجزئي للإكسالات وذلك من محاليل حمض النيتريك المخفف ثم التبلور الجزئي للأملاح الأكتينية المزدوجة مع نترات الماغزيوم.

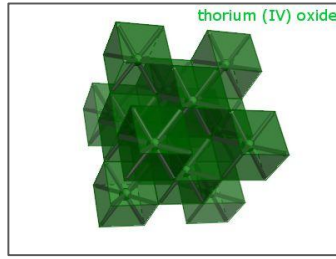
ب) التبادل الأيوني عن طريق استخدام أيونية لها القدرة على استبدال أيوناتها بأيونات المحاليل من حولها ولقد استخدم النشادر بطريقة تكوين مترابطات معقدة مستقرة.

4 - الخواص الكيميائية للثوريوم

من أهم مركبات الثوريوم نذكر ما يلي:

1.4 - ثنائي أكسيد الثوريوم ThO_2

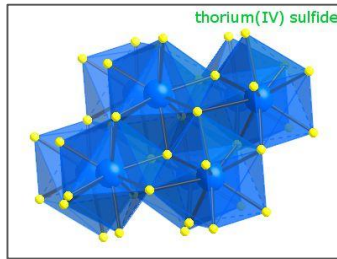
له درجة انصهار عالية حوالي $3300^{\circ}C$ ، يعد حافز في العديد من التفاعلات الكيميائية بما في ذلك تكرير البترول وتحويل الأمونيا إلى حمض الكبريتيك وحمض النتريتيك، يستعمل لتصنيع النظارات التي تستخدم في بناء عدسات التصوير ذات الجودة العالية وكذلك يستعمل في إنتاج الزجاج.



الشكل (1.36) بنية ThO_2

2.4 - ثنائي كبريتيد الثوريوم ThS_2

هو مركب كيميائي غير عضوي لونه بني داكن ودرجة انصهاره $1905^\circ C$.

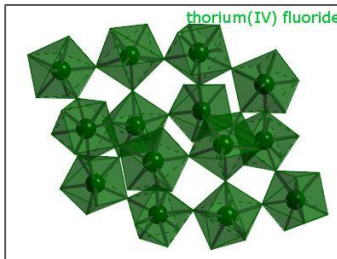


الشكل (2.36) بنية ThS_2

3.4 - هاليدات

2.2.4 - رباعي فلوريد الثوريوم ThF_4

هو عبارة عن مسحوق أبيض ناعم يمكن الحصول عليه عن طريق تفاعل الثوريوم مع الفلور في درجة حرارة أعلى من $500^\circ C$ ، يمكن أن يتفاعل في الغلاف الجوي مع الرطوبة ليعطي $ThOF_2$.

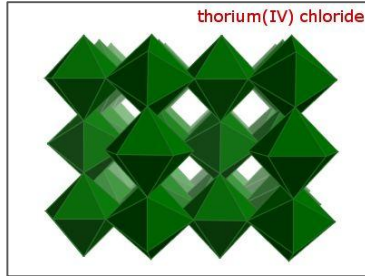


الشكل (3.36) بنية ThF_4

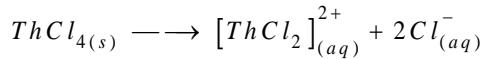
يستخدم في تصنيع مصابيح قوس الكربون التي توفر الإضاءة العالية لاجهزة العرض السنمائي وأجهزة البحث.

3.2.4 - رباعي كلوريد الثوريوم $ThCl_4$



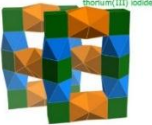
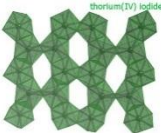
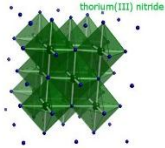
هو مركب كيميائي عند إذابته في الماء يعطي أيون كلوريد الثوريوم وفق التفاعل التالي:



الشكل (4.36) بنية $ThCl_4$



4.4 - مركبات أخرى للثوريوم

اسم المركب	بنية البلورية
ثنائي هيدريد الثوريوم ThH_2	
ثنائي ايوديد الثوريوم ThI_2	
ثلاثي ايوديد الثوريوم ThI_3	
رباعي ايوديد الثوريوم ThI_4	
نترينيد الثوريوم ThN	

5 - مجال استخدام الثوريوم

- أ. يستخدم لعمل سبيكة مع الماغنسيوم ذات مقاومة عالية لقوة الشد والزحف في درجات الحرارة العالية.
- ب. يستخدم الثوريوم لتغطية أسلاك التنجستن المستخدمة في المعدات الإلكترونية، مما يحسن الانبعاث الإلكتروني للكاثود عند تسخينه.
- ت. يستخدم الثوريوم في إلكترونيات لحام القوس التنجستن الغازي والخزفيات المقومة للحرارة.
- ث. تستخدم تقنية تحديد العمر بواسطة يورانيوم - ثوريوم لتحديد عمر الحفريات الأدمية.
- ج. كمادة خصبة لإنتاج الوقود النووي وبالتحديد في مفاعل مضخم الطاقة يجب الأخذ في الاعتبار استخدام الثوريوم.
- ح. الثوريوم يعتبر واقى أشعة قوي.
- خ. بإضافته إلى الزجاج، ينتج زجاج له معامل انكسار عال.
- د. يستخدم كخافز:

1. في تحويل الأمونيا إلى حمض نيتريك.

2. في عمليات تكسير البترول.

3. في إنتاج حمض الكبريتيك.

6 - تأثيراته

1.6 - تأثيره على جسم الإنسان

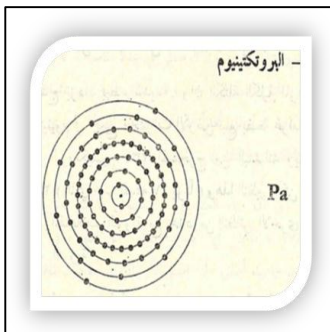
- عند التعرض لدخان الثوريوم يزيد معدل احتمال الإصابة بسرطان الرئة.
- تعرض الجسم من الداخل للثوريوم يؤدي لزيادة معدل الإصابة بأمراض الكبد.

2.6 - تأثيره على البيئة

يشكل خطرا على البيئة إذ أن مسحوق فلز الثوريوم يشتعل تلقائيا في الهواء ولذا يجب التعامل معه بحرص شديد

37 - عنصر البروتكتينيوم $^{231}_{91}Pa$

التوزيع الإلكتروني



خواص عامة لعنصر البروتكتينيوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	91
العدد الكتلي (A)	231
الوزن الذري الغرامي (g)	231,035
نصف القطر الذري (Å)	1,61
الكثافة الحجمية (g/cm ³)	15,4
درجة الانصهار (C°)	1230
درجة الغليان (C°)	-
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,57
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	-
الكهروسلبية	5
الناقلية الكهربائية (μ Ω) ⁻¹	-

1 - ما هو البروتكتينيوم؟

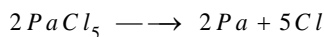
البروتكتينيوم فلز مشع ذو لون رمادي فضي لامع، رمزه الكيميائي Pa ينتمي إلى مجموعة الأكتينيدات، لا يفقد بريقه في الهواء، له كثافة تفوق كثافة الرصاص ويوجد في الطبيعة بتركيز منخفضة جدا ويعتبر كمنتج من منتجات اضمحلال اليورانيوم، وهناك ثلاثة نظائر طبيعية الوجود، ويعد البروتكتينيوم (-231) أوفرها.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف البروتكتينيوم أول مرة في عام 1913م من قبل "فاجنس وجوهرينغ" على شكل النظير بروتكتينيوم (-231)، اشتق اسمه من اليونانية "**Protos**" وتعني السابق وينتج من النشاط الإشعاعي لعنصر الأكتينيوم، لأن البروتكتينيوم هو طليعة الأوكتينيوم. يتوزع البروتكتينيوم بشكل واسع بكميات قليلة في القشرة الأرضية، وهو أحد أندر الموجودة طبيعياً وأغلاها تكلفة، يوجد البروتكتينيوم بشكل طبيعي في التربة، الصخور المياه السطحية، المياه الجوفية، النباتات والحيوانات بتركيز منخفضة جداً، كما يلتصق البروتكتينيوم بشكل تفضيلي بالتربة، وأما التركيز المرتبط بجزيئات التربة الرملية فإنه يفوق من الناحية النمطية 550 ضعف تركيزه في المياه الخلالية (بمعنى المياه الموجودة في المسافات المسامية بين جزيئات التربة) ويكون تركيزه أعلى في التربة الطينية والمختلطة (رملية وطينية).

3 - طرق استحصاله

يستحصل البروتكتينيوم بالتحطيم الحراري لخامس كلوريد البروتكتينيوم:



4 - الخواص الكيميائية لعنصر البروتكتينيوم

1.4 - أكسيد البروتكتينيوم

يتأكسد البروتكتينيوم في الهواء، وفق المعادلة التالية:



كما يتأكسد بالماء والأحماض، أما مع الأسس في الشروط العادية فلا يتفاعل.

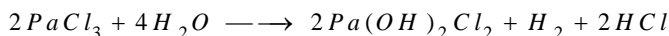
2.4 - هيدروكسيد البروتكتينيوم

إن هيدروكسيد البروتكتينيوم $Pa(OH)_3$ يشبه هيدروكسيدات اللانثانيدات ذات درجة الأكسدة (+3)، فهو قليل الانحلال في الماء، كما أنه يظهر صفات أساسية واضحة، ويتفاعل بسهولة مع الحموض.

أما هيدروكسيد البروتكتينيوم $Pa(OH)_4$ ، له درجة أكسدة (+4) تميزه عن $Pa(OH)_3$ ذو درجة الأكسدة (+3)، وهو يظهر لحد ما صفة أساسية ضعيفة، كما نتحصل على $Pa(OH)_4$ من تفاعلات التبادل.

3.4 - هاليدات البروتكتينيوم

نذكر منها PaI_3 (يوديد البروتكتينيوم)، $PaBr_3$ (ثلاثي بروميد البروتكتينيوم)، $PaCl_3$ (ثلاثي كلوريد البروتكتينيوم) وهي تتحلل في الماء، أما PaF_3 (ثلاثي فلوريد البروتكتينيوم)، فهو صعب الانحلال في الماء، كما أن مركبات البروتكتينيوم ذات درجة الأكسدة (+3) تعتبر كمرجعات، فهي تفكك الماء كما يلي:

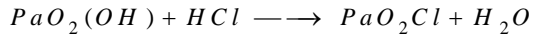


يعرف أيضا مركب رباعي فلوريد البروتكتينيوم (PaF_4)، ذي درجة الأكسدة (+4) نميزه عن ثلاثي فلوريد البروتكتينيوم (+3)، فهو مقاوم للانصهار وصعب الانحلال في الماء، كما يوجد أيضا رباعي كلوريد البروتكتينيوم.

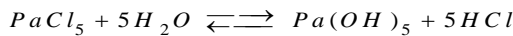
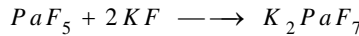
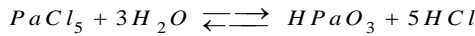
4.4 - ومن أجل بروتكتينيوم ذو درجة الأكسدة (+4) فيوجد أكسيد بلوري أسود بني صيغته الكيميائية PaO_2 ، ومن مميزاته أنه لا ينحل عمليا في الماء وبسبب ثبات الشبكة البلورية فهو لا ينحل عمليا في الأحماض الممددة، لا يتفاعل مع الأسس حتى في الحالة المنصهرة. وفي حالة مركبات أخرى، ينحل نترات البروتكتينيوم (+4) في الماء بصورة جيدة، أما كبريتات البروتكتينيوم فتتحل بصورة معتدلة، والفوسفات والكربونات تتحل بصورة سيئة.

5.4 - إن درجة الأكسدة تظهر أكثر استقرارا في البروتكتينيوم (+5) تظهر صفات أساسية بدرجة عالية، ولذا عمليا فإن Pa_2O_5 لا يظهر عمليا خواص حمضية حتى خلال صهره مع الصودا، بينما على العكس ينحل بصورة واضحة في حمض الكبريت الساخن.

هيدروكسيد البروتكتينيوم ذو التركيب $HPaO_3$ لا ينحل في الماء، وبطبيعته الكيميائية يعتبر أساسا ضعيفا، وهو يملك الشكل $PaO_2(OH)$ مع بعض سمات حمضية، يتفاعل بسهولة نسبيا مع الأحماض وفق المعادلة التالية:



أما السمات الحمضية لـ $HPaO_2$ فتظهر بدرجة ضعيفة جدا، ومن بقية نواتج البروتكتينيوم ذي درجة الأكسدة (+5)، فقد تم استحصال خماسي فلوريد البروتكتينيوم PaF_5 وخماسي كلوريد البروتكتينيوم $PaCl_5$ وخماسي بروميد البروتكتينيوم $PaBr_5$ وجميعها تعتبر مركبات طيارة، وفي المحاليل المائية تتحلله كلها.



5 - مجال البروتكتينيوم

لا توجد أية استخدامات تجارية أو صناعية للبروتكتينيوم بسبب ندرته وتكلفته وسميته الإشعاعية، وتتحصر استخداماته بأنشطة البحث العلمي الأساسية فقط.

6 - تأثيره على جسم الإنسان

لا يشكل البروتكتينيوم خطرا على صحة الإنسان بشكل عام إلا إذا دخل الجسم على الرغم من وجود خطورة خارجية صغيرة تلازم أشعة (غامما) التي يطلقها البروتكتينيوم (-231) وعددا من نواتج التحلل قصيرة الأمد للأكتينيوم (-227).

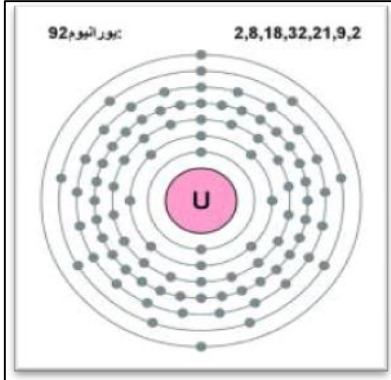
إن أكثر طرق التعرض تتمثل في تناول الغذاء والمياه المحتوية على البروتكتينيوم، ويعد الابتلاع عموما طريقة التعرض الأكثر إثارة للقلق، ونظرا لكون البروتكتينيوم يدخل الجسم بشكل أسرع إذا تم استنشاقه أكثر مما لو تم ابتلاعه، فكلتا طريقتي التعرض يمكن أن تكونان مهمتين.

أما الشأن الصحي الأكثر إقلاقا فهو السرطان الناشئ عن الإشعاع المتأين والذي يصدر عن البروتكتينيوم المختزن في الهيكل العظمي والكبد والكلتين، ويجرى إدراج المخاطر الصحية المرتبطة بالبروتكتينيوم (-234) مع تلك المرتبطة باليورانيوم (-238).

يضمحل البروتكتينيوم (-234) عن طريق جسيم (بيتا) النشيط، ولذلك يجب القيام بإجراءات وقائية ضد هذا الإشعاع حين تداول اليورانيوم، فعلى سبيل المثال يتم ارتداء قفازات مطاطية لحماية اليدين والساعدين

38 - عنصر اليورانيوم $^{238}_{92}\text{U}$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر اليورانيوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	92
العدد الكتلي (A)	238
الوزن الذري الغرامي (g)	238,03
نصف القطر الذري (\AA)	1,38
الكثافة الحجمية (g/cm^3)	19,07
درجة الانصهار ($^{\circ}\text{C}$)	1132
درجة الغليان ($^{\circ}\text{C}$)	3818
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,59
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	-
الكهروسلبية	1,7
الناقلية الكهربائية ($\mu \Omega$) ⁻¹	0,034

1 - ما هو اليورانيوم؟

هو فلز مشع أبيض فضي اللون، وهو مصدر الطاقة المستخدمة في توليد الطاقة الكهربائية في كل محطات القدرة النووية التجارية الكبيرة، فإمكان قطعة من اليورانيوم في حجم كرة المضرب إطلاق كمية من الطاقة تساوي كمية الطاقة التي تطلقها حمولة من الفحم الحجري يبلغ وزنها ثلاثة ملايين ضعف وزن قطعة اليورانيوم، وينتج اليورانيوم أيضا الانفجارات الهائلة لبعض الأسلحة النووية واليورانيوم ثاني أثقل عنصر موجود في الطبيعة بعد البلوتونيوم.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

عرف اليورانيوم منذ القرون الوسطى في عدة مناسبات، ولاسيما في ساكسونيا بدون أن يلتفت إليه أحد وقد أطلق عليه (بنتشبلند) المشتقة من الكلمة الألمانية بنتش والتي تعني زفت، وظل أمدا طويلا يعتقد بأنه لا يحتوي سوى معادن عادية كالحديد والزنك إلى أن جاء الكيميائي النمساوي "مارتين هنريش كلابروت" عام 1789م، فأعلن في أكاديمية برلين عن عثوره على البنتشبلد على معدن جديد أطلق عليه اسم اليورانيوم وذلك تخليدا للحدث الفلكي الذي تمثل في اكتشاف الكوكب أورانوس.

المصدر الأساسي لليورانيوم هو اليورانيت، ومن أهم أنواعه البنتشبلد، الذي اكتشف فيه اليورانيوم لأول مرة، ومن الخامات الرئيسية الأخرى اليورانوفان والكوفينيت والكارنونايت وقد يحتوي الحجر الجيري، الطفل والفوسفات على ترسبات قيمة من خامات اليورانيوم، بينما يحتوي الجرانيت عادة على كميات قليلة من اليورانيوم.

يوجد اليورانيوم أساسا في الصخور، ولكن بتركيزات منخفضة جدا، ففي المتوسط يوجد 26 رطلا فقط من اليورانيوم في كل مليون رطل من القشرة الأرضية، ويوجد بتركيزات أقل من ذلك في الأنهار والبحيرات والمحيطات وغيرها من الأجسام المائية حيث يوجد ما بين 0,1 رطلا و 10 أرطال من اليورانيوم في كل مليون رطل من الماء.

3 - طرق استحصاله

يتم تكسير الخام إلى قطع صغيرة وتجمع عن طريق الطفو باستخدام حمض الفوليك الفوليك، ثم يتم تحميصها في الهواء حتى يتم تحويلها إلى الأكاسيد، بعد ذلك يتم تصنيفها في مزيج من حمض الكبريتيك وبرمنغنات البوتاسيوم حتى نتأكد من أكسدة اليورانيوم الموجود بالخام ثم نقوم بترسيب اليورانيوم بإضافة هيدروكسيد الصوديوم حتى يتحول إلى الصيغة غير الذائبة ($Na_2U_2O_7$) ويطلق عليها اسم الكعكة الصفراء، يضاف إليها حمض النتريك حتى يتحول إلى نترات اليورانيوم، الذي يتم تمرير بخار الفلور عليه متحولا إلى بخار من فلوريد اليورانيوم (UF_4) ثم يتم استخلاص اليورانيوم النقي بواسطة الاختزال عن طريق عنصر الكالسيوم، ويتم استخلاص نظائر اليورانيوم أيضا بطريقة مماثلة.

4 - الخواص الكيميائية لليورانيوم

يتفاعل اليورانيوم مع العديد من العناصر والمركبات.

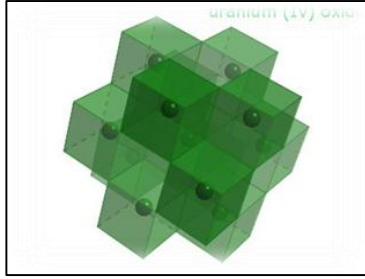
1.4 - مركباته

1.1.4 - أكاسيده

تعد الأكاسيد UO_2 ، UO_3 ، UO_3O_8 من أهم مركبات اليورانيوم.

أ - ثنائي أكسيد اليورانيوم UO_2

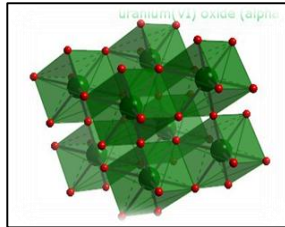
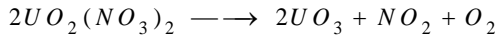
يكون على شكل مسحوق أسود اللون، وهو عديم الذوبان في الماء والمحاليل القلوية ويذوب بصعوبة في الحموض باستثناء HNO_3 الذي يتفاعل معه مشكلا نترات اليورانيل $UO_2(NO_3)_2$ ، ويتحول UO_2 بالتسخين في الهواء إلى U_3O_8 .



الشكل (1.38) بنية UO_2

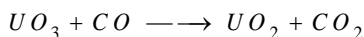
ب - ثلاثي أكسيد اليورانيوم UO_3

هو مسحوق لابلوري برتقالي اللون يحضر بالتفكك الحراري لنترات اليورانيل $UO_2(NO_3)_2$ في الدرجة $350^\circ C$ وفق التفاعل التالي:



الشكل (2.38) بنية UO_3

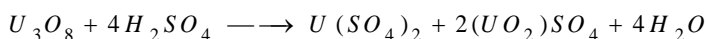
يختزل UO_3 بأكسيد الكربون في الدرجة بأكسيد الكربون في الدرجة $350^\circ C$ كالاتي:



يمتص UO_2 الرطوبة ويتحول بغليانه في الماء إلى $UO_3 \cdot H_2O$ ويمكن كتابة صيغته بالشكل $UO_2(OH)_2$ أو H_2UO_4 ويتشكل أيضا $UO_3 \cdot H_2O$ الذي يتحول بالتسخين إلى $2UO_3 \cdot H_2O$ ويمكن كتابته بالشكل $(H_2U_2O_7)$ وهو ذو خواص مذبذبة يشكل مع القلويات أملاح اليورانات A_2UO_4 ومع الحموض أملاح اليورانيل UO_2^{+3} ذات اللون الأخضر المصفر.

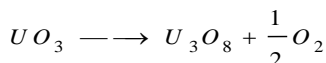
ج - أوكتا أكسيد اليورانيوم U_3O_8

ذو لون أبيض وهو الأكسيد الأكثر ثباتا في الهواء من بين الأكاسيد الأخرى وهو طبيعي ويستعمل كمادة أولية لتحضير معظم الأكاسيد الأخرى بالتكليس، ويمكن اعتبار U_3O_8 مزيجا من الأكسجين UO_3 و UO_2 ، يتفاعل مع حمض الكبريت ذي درجة الأكسدة (+6) مشكلا ملح كبريتات اليورانيوم (+4) وملح كبريتات اليورانيل وفق التفاعل التالي:



الشكل (3.38) بنية U_3O_8

يصادف U_3O_8 في الطبيعة كما يمكن تحضيره من UO_3 و UO_2 كما يلي:

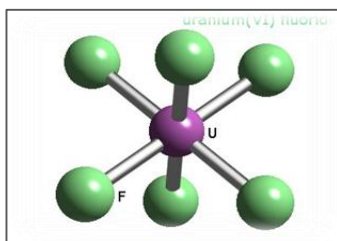


ينفك بالتسخين في الهواء ابتداءً من الدرجة $900^\circ C$.

2.1.4 - هاليدات

أ - سداسي فلوريد اليورانيوم UF_6

يعتبر هذا المركب أهم مركبات اليورانيوم وهذا بسبب استخدامه في فصل النظير عن النظائر الأخرى.



الشكل (4.38) بنية UF_6

أ. 1 - تحضيره

يتحد اليورانيوم مع الفلور مشكلا مركبات موافقة لدرجات الأكسدة (+3)، (+4)، (+5)، (+6) لليورانيوم وينتج سداسي فلوريد اليورانيوم عن التفاعل المباشر بين اليورانيوم وكمية زائدة من الفلور أو بتأثير هذا الأخير على فلوريدات اليورانيوم في درجة حرارة تقارب 400°م، وفق التفاعل التالي:

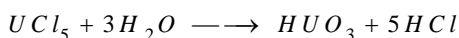


أ. 2 - خصائه

يكون سداسي فلوريد اليورانيوم على شكل بلورات ثمانية الوجوه تقريبا، وهو مركب طيار، تتصهر هذه المادة عديمة اللون في الدرجة 641°م وهي مادة سهلة التحول على غاز ويتميز بسهولة التحلل في الماء حيث يتحول إلى ثنائي فلوريد اليورانيل UO_2F_2 .

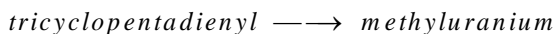
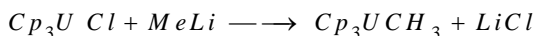
ب - خماسي كلوريد اليورانيوم UCl_5

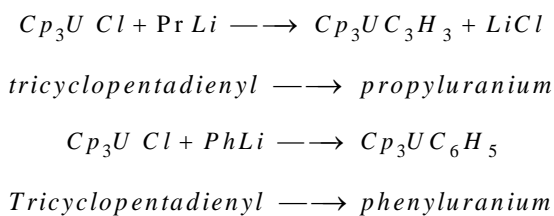
هو من نواتج اليورانيوم ذات درجة الأكسدة (+5)، يتم استحصال خماسي فلوريد اليورانيوم وخماسي كلوريد اليورانيوم، وهي مركبات طيارة وفي المحاليل المائية تتحلله كلياً، وفق التفاعل التالي:




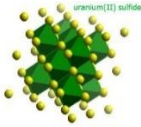
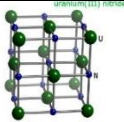


3.1.4 - مركباته العضوية المعدنية

يتم التحصل على المركبات العضو معدنية لليورانيوم وفق التفاعلات التالية:





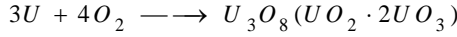
4.1.4 - مركباته أخرى لليورانيوم

بنية البلورية	اسم المركب
	أكسيد اليورانيوم UO
	كبريتيد اليورانيوم US
	نترتيد اليورانيوم UN
	ثلاثي فلوريد اليورانيوم UF_3
	رباعي فلوريد اليورانيوم UF_4

2.4 - تفاعلاته

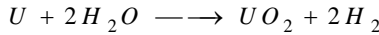
1.2.4 - تفاعله مع الهواء

يتأكسد اليورانيوم بأكسجين الهواء والآزوت ويتشكل أثناء احتراقه في الأكسجين عدة أكاسيد وذلك في درجة حرارة موافقة لـ 700°C إلى 1000°C وفق التفاعل التالي:



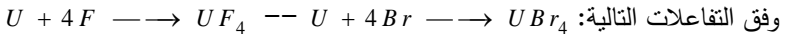
2.2.4 - تفاعله مع الماء

اليورانيوم يتأكسد بالماء بالتسخين ويكون التفاعل بطيء، وفق التفاعل التالي:

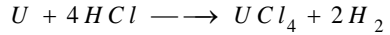


3.2.4 - تفاعله مع الهالوجينات

يتفاعل اليورانيوم مع الهالوجينات ليعطي رباعي الفلوريدات ورباعي البروميدات ورباعي الكلوريدات

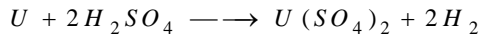


وفق التفاعلات التالية: $U + 4Br \longrightarrow UBr_4$ أما رباعي الكلوريد فيتشكل في وجود حمض كلور الماء HCl وفق التفاعل التالي:



4.2.4 - تفاعله مع الأحماض

يتفاعل اليورانيوم مع حمض الكبريت وفق التفاعل التالي:

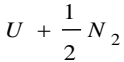


5.2.4 - تفاعله مع الغازات

يتفاعل اليورانيوم مع غاز الهيدروجين في درجة حرارة 250°C وبسرعة ليعطي:



كما يتفاعل مع غاز الآزوت في الهواء تحت 1200°C ليعطي: UN



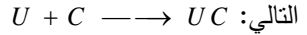
6.2.4 - تفاعله مع الفوسفور

يتفاعل اليورانيوم مع الفوسفور في درجة حرارة مرتفعة وفق التفاعل التالي:



7.2.4 - تفاعله مع الكربون

يتفاعل اليورانيوم مع الفحم في درجة حرارة 800-1200°م، ويعطي UC_2 و UC وفق التفاعل



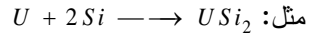
8.2.4 - تفاعله مع الكبريت

يتفاعل اليورانيوم مع الكبريت لينتج لنا US_2 و U_2S_3 وفق التفاعل التالي:



9.2.4 - تفاعله مع السيليسيوم

يتفاعل اليورانيوم مع السيليسيوم ليعطي لنا عدة مركبات وهي USi ، USi_2 ، USi_3 ، U_2Si_3 ، USi_5 .



5 - مجال استخدام اليورانيوم

أ. يعد اليورانيوم من المصادر الرئيسية للطاقة في كثير من الدول، حيث يمثل الطاقة الكهربائية المولدة بواسطة المحطات النووية ما يقارب 17% من مجموع الطاقة الكهربائية المنتجة في العالم.

ب. تعد الصناعة من أهم المجالات التي استفادت كثيرا من الاستخدامات المختلفة للنظائر المشعة وتمثل هذه الاستفادة أساسا في توفير الطاقة والمواد الخام والوقت والجهد.

ت. اليورانيوم مصدر أساسي للوقود النووي.

ث. تستخدم النظائر المشعة في تقنيات الطب النووي وفي تحضير المركبات الكيميائية والصيدلانية ولأغراض تشخيص الأمراض الخبيثة وأمراض الدماغ.

ج. يستخدم في البحث العلمي بغرض تحقيق التنمية.

ح. يستخدم اليورانيوم في تحليله في تحلية مياه البحر.

6 - تأثيراته

1.6 - تأثيره في جسم الإنسان

لا يشكل اليورانيوم خطرا على الصحة إلا في حالة دخوله إلى الجسم، وبشكل عام لا يشكل التعرض الخارجي لأشعة (غاما) قلقا رئيسيا لأن اليورانيوم يصدر كمية صغيرة فقط من أشعة (غاما) المنخفضة الطاقة، أما التعرض لأشعة بيتا فلا يقلق إلا بالنسبة لاستعمالات المناولة المباشرة نظرا

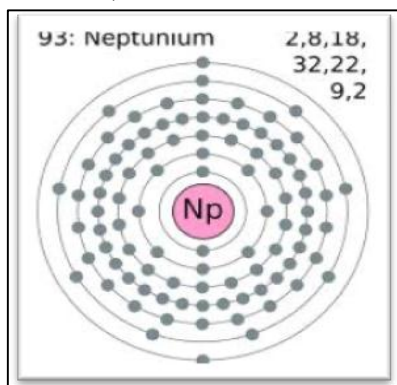
للتأثيرات (الآثار الجلدية المحتملة). أما أهم طرق التعرض فهي تناول الطعام والماء المحتوي على نظائر اليورانيوم ابتلاعاً وكذلك استنشاق الغبار الملوث باليورانيوم، ويعتبر الاستنشاق عادة أكثر وسائل التعرض إقلاقاً ما لم يكن هناك مصدر قريب للغبار المحمول بالهواء. ومع أن اليورانيوم يدخل إلى الجسم استنشاقاً بسهولة أكبر منه في حال الابتلاع وما يثير القلق الصحي الأكبر هو التلف الكلوي الذي تسببه سمية مركبات اليورانيوم المنحلة، وقد تكون هذه التأثيرات عكوسة إستناداً إلى مستوى التعرض، ولا يعد اليورانيوم مادة كيميائية مسرطنة، أما الأثر المقلق فيخص اليورانيوم الموجود في العظام، والذي قد يؤدي على سرطان العظام كنتيجة للإشعاع المتأين الذي يرافق نواتج الاضمحلال المشعة.

2.6 - تأثيره على البيئة

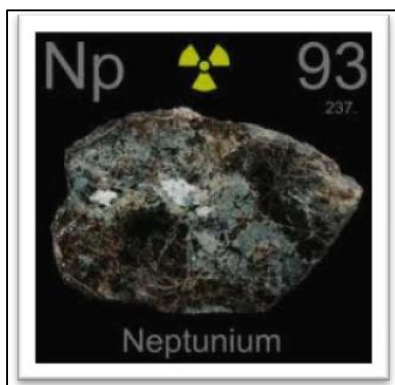
لقد سبب اليورانيوم مشكلات تناسلية في حيوانات المخبر، وكذلك مشكلات نمائية لدى صغار الحيوانات ولكن ليس من المعلوم ما إذا كانت هذه المشكلات موجودة فيما يخص البشر .

39 – عنصر النبتونيوم $^{237}_{93}\text{Np}$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر النبتونيوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	93
العدد الكتلي (A)	237
الوزن الذري الغرامي (g)	237
نصف القطر الذري (A°)	1,3
الكثافة الحجمية (g/cm^3)	19,5
درجة الانصهار ($^\circ\text{C}$)	637
درجة الغليان ($^\circ\text{C}$)	–
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,6
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	1,3
الناقلية الكهربائية $(\mu \Omega)^{-1}$	–

1 - ما هو النبتونيوم؟

النبتونيوم فلز ذو لون فضي، تبلغ كثافته حوالي ضعف كثافة الرصاص، لا يوجد بشكل طبيعي بل ينتج عن طريق تفاعلات الأسر الإلكتروني بواسطة اليورانيوم، ويعرف للنبتونيوم 17 نظيرا كلها تتميز بنشاط إشعاعي.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

يوجد النبتونيوم في الوقود النووي المستنفذ، وفي النفايات المشعة عالية المستوى الناتجة عن الوقود النووي المستنفذ، وفي النفايات المصاحبة لتشغيل المفاعلات ومحطات معالجة الوقود، تم إنتاج أول نظير للنبتونيوم عام 1990م وهو نبتونيوم 239. يقدر عمر النصف له بـ 2,4 يوم، أنتج في جامعة كاليفورنيا عن طريق قذف اليورانيوم 238. بنترونات عالية الطاقة، وقد سمي علي اسم كوكب (نبتون).

رغم أن النبتونيوم لا يوجد أساسا في الطبيعة ولكن قد تكون هناك كميات ضئيلة منه مرتبطة بخامات اليورانيوم، كما أنه ينزل من المياه الراشحة إلى الطبقات السفلية مت التربة، وتعد نسبته الموجودة في التربة منخفضة جدا.

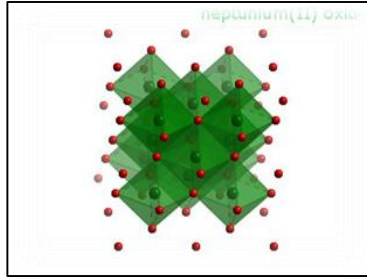
3 - طرق استحصالة

يعد النبتونيوم ناتجا ثانويا عن أنشطة إنتاج البلوتونيوم، وينتج أيضا من الأسر الإلكتروني لنظائر اليورانيوم، كما ينتج من الاضمحلال الإشعاعي.

4 - الخواص الكيميائية للنبتونيوم

1.4 - أكاسيده

يعرف من أجل درجة أكسدة (+4) أكسيد بلوري NbO_2 ذو لون أصفر، لا ينحل لا في الماء ولا في الأحماض، ولا يتفاعل مع الماء كيميائيا بسبب ثبات شبكته البلورية.



الشكل (1.39) بنية NbO_2

2.4 - هيدروكسيدات

1.2.4 - ثلاثي هيدروكسيد النبتونيوم $Np(OH)_3$

يشبه هيدروكسيد اللانثانيدات ذات درجة أكسدة $(3+)$ ، وهو قليل الانحلال في الماء، كما أنه يتفاعل بسهولة مع الأحماض.

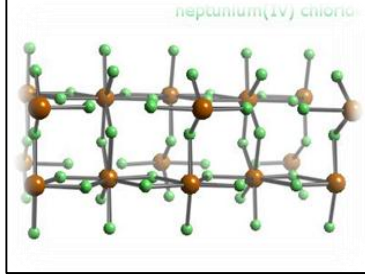
2.2.4 - رباعي هيدروكسيد النبتونيوم $Np(OH)_4$

نحصل عليه من تفاعلات التبادل، درجة أكسدته $(4+)$ ويظهر لحد ما صفات أساسية ضعيفة.

3.4 - هاليدات

1.3.4 - رباعي فلوريد النبتونيوم NpF_4

مركب مقاوم للانصهار، صعب الإذابة في الماء، كما يوجد رباعي كلوريد النبتونيوم $NpCl_4$ ، ورباعي أيوديد النبتونيوم NpI_4 .



الشكل (2.39) بنية NbO_2

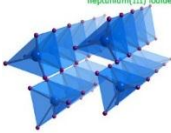
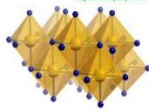
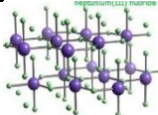

2.3.4 - سداسي فلوريد النبتونيوم NpF_6

يتميز هذا المركب بدرجة أكسدة $(6+)$ وهو أكثر تطايرا وأقل استقرارا.

4.4 - معقد النبتونيوم NpO_6^{2+}

يتميز بدرجة أكسدة $(6+)$ وله تجمع ذري ثابت أثناء التفاعلات المختلفة، ويدعى هذا التجمع بالنبتونيل.

5.4 - مركبات أخرى للنتونيوم

اسم المركب	بنية البلورية
ثلاثي ايوديد النتونيوم NpI_3	
نتريتيد النتونيوم NpN	
ثلاثي فلوريد النتونيوم NpF_3	
ثلاثي كبريتيد النتونيوم Np_2S_3	

5 - مجال استخدام النتونيوم

- أ. لا توجد استخدامات رئيسية للنتونيوم، رغم أن النظير (- 237) يستخدم كأحد مكونات أجهزة الكشف النتروني.
- ب. يمكن أيضا استخدام النظير (- 237) لصنع البلوتونيوم (- 238) عن طريق امتصاص نوترون.

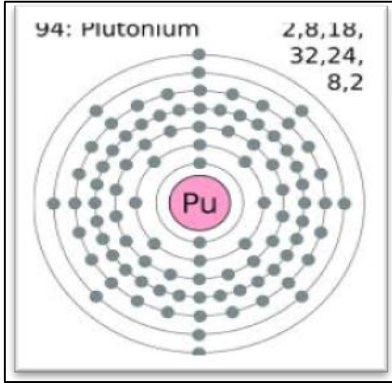
6 - تأثير النتونيوم على الإنسان

لا يشكل النتونيوم خطرا صحيا على الإنسان إلا في حالة دخوله إلى الجسم، على الرغم من وجود خطر خارجي مرتبط بأشعة (غاما) الصادرة عن النتونيوم (- 236) والنتونيوم (- 237) وكذلك ناتجها ذو الاضمحلال القصير العمر والمسمى البروتكتونيوم (- 233)، أما الطرق الأساسية للتعرض له فهي تناول الطعام وشرب المياه التي تحتوي على نظائر النتونيوم، واستنشاق الغبار الملوث.

إن الابتلاع يشكل على العموم التعرض المقلق ما لم يكن هناك مصدر للتلوث في الجو بشكل غبار محمول، ونظرا لكون النتونيوم يدخل الجسم بشكل أسرع بكثير لو تم استنشاقه مما لو تم ابتلاعه، فإن كلتا طريقتي التعرض مهمتان

40 – عنصر البلوتونيوم $^{242}_{94}Pu$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر البلوتونيوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	94
العدد الكتلي (A)	242
الوزن الذري الغرامي (g)	242
نصف القطر الذري (A°)	1,51
الكثافة الحجمية (g/cm ³)	–
درجة الانصهار (C°)	640
درجة الغليان (C°)	3235
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,585
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	1,3
الناقلية الكهربائية (μ Ω) ⁻¹	–

1 - ما هو البلوتونيوم؟

البلوتونيوم فلز ثقيل جدا هش، صلب في درجات الحرارة العالية، وهو أحد الفضلات النووية في المفاعلات النووية لتوليد الطاقة الكهربائية، يعتبر النظيرين بلوتونيوم (238 -) وبلوتونيوم (241 -) الأكثر إشعاعا من النظائر الأخرى.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

عام 1940م قام الباحث "ماك ميلان" مع مجموعة من الباحثين الأمريكيين برجم اليورانيوم بنوى الديتريوم فتحصلوا على عنصر البلوتونيوم، وقد سمي علي اسم كوكب (بلوتو).

3 - طرق استحصاله

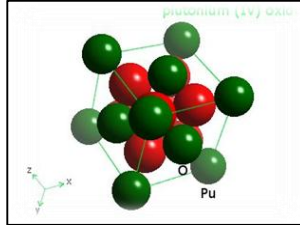
يتكون البلوتونيوم (239) بثلاث خطوات هي:

- يمتص اليورانيوم (238) نترونات تحوله إلى يورانيوم (239) عمر النصف له 23 دقيقة.
- تحول اليورانيوم (239) إلى نبتونيوم (239) عمر النصف له 3,2 يوم.
- يتحول النبتونيوم (239) إلى بلوتونيوم (239) وعمر النصف له 24400 سنة.

4 - الخواص الكيميائية لعنصر البلوتونيوم

1.4 - ثاني أكسيد البلوتونيوم PuO_2 :

نحصل على أكسيد البلوتونيوم PuO_2 بحرق أملاحه في الدرجة (250-1000م°)، ويتأكسد البلوتونيوم بأكسجين الهواء.



الشكل (1.40) بنية PuO_2

لا ينحل PO_2 في الماء، ولا يتم التفاعل معه كيميائيا. ويسبب ثبت الشبكة البلورية لا ينحل في الحموض الممددة ومع القلويات لا يتفاعل حتى في الحالة المنصهرة.

2.4 - هيدروكسيد البلوتونيوم

1.2.4 - هيدروكسيد البلوتونيوم $Pu(OH)_3$

يشبه هيدروكسيدات اللانثانيدات ذات درجة أكسدة (+3)، فهو قليل الانحلال في الماء ويتفاعل بسهولة مع الحموض.

2.2.4 - هيدروكسيد البلوتونيوم $Pu(OH)_4$

يتشكل هيدروكسيد $Pu(OH)_4$ على هيئة راسب أخضر هلامي، بإضافة مزيد من هيدروكسيد الأمونيوم إلى محلول ملحي للبلوتونيوم ذي درجة أكسدة (+4). يتفاعل الهيدروكسيد مع الحموض لتعطي أملاح الشاردة Pu^{+4} وتتوافق هذه الشاردة معقدًا كثيرة كالمعقدات النتراتية $K_2Pu(NO_3)_6$.

3.4 - هاليدات البلوتونيوم

1.3.4 - رباعي فلوريد البلوتونيوم PuF_4

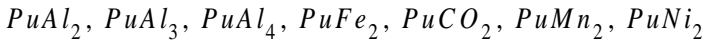
وهو يوافق درجة أكسدة (+4)، وهو مقاوم للانصهار وصعب الانحلال في الماء.

2.3.4 - سداسي فلوريد البلوتونيوم PuF_6

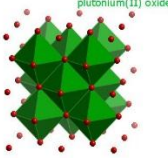
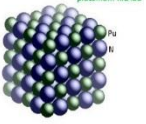
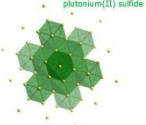
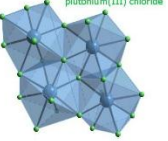
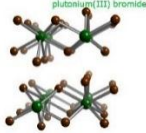
وهو يوافق درجة أكسدة (+6)، وهو غير مستقر، بينما سداسي كلوريد البلوتونيوم فلم يتم الحصول عليه.

4.4 - مركباته الفلزية

يتفاعل البلوتونيوم مع الفلزات لتشكيل خلائط، فمثلا من أجل البلوتونيوم تم إستحصال الخلائط الآتية:



5.4 - مركباته أخرى

بنية البلورية	اسم المركب
	أكسيد البلوتونيوم PuO
	نترتيد البلوتونيوم PuN
	كبريتيد البلوتونيوم PuS
	ثلاثي كلوريد البلوتونيوم $PuCl_3$
	ثلاثي بروميد البلوتونيوم $PuBr_3$

5 - مجال استخدام البلوتونيوم

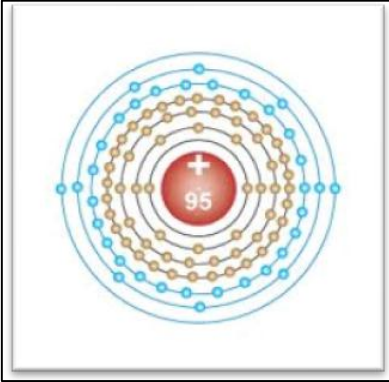
يعتبر البلوتونيوم مادة أولية في صناعة القنابل، حيث صنعت فرنسا أول قنابلها منه.

6 - تأثير البلوتونيوم على البيئة

البلوتونيوم هو أحد الفضلات النووية في المفاعلات النووية المدنية لتوليد الطاقة الكهربائية، فهو ملوث للبيئة، وإن مجرد التفكير في الإنتاج الصناعي للقنابل يجبر الإنسان على إدراك أنه لا بقاء للجنس البشري إلا إذا تغير النظام وتفكير الإنسان

41 - عنصر الأمريسيوم $^{243}_{95}Am$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر الأمريسيوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	95
العدد الكتلي (A)	243
الوزن الذري الغرامي (g)	243
نصف القطر الذري (A°)	1,73
الكثافة الحجمية (g/cm^3)	11,7
درجة الانصهار (C°)	-
درجة الغليان (C°)	-
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,578
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	-
الكهروسلبية	1,3
الناقلية الكهربائية $(\mu \Omega)^{-1}$	0,077

1 - ما هو الأمريكيوم؟

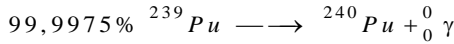
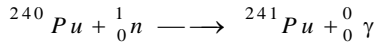
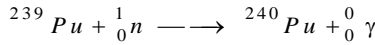
الأمريكيوم هو عبارة عن فلز لونه أبيض فضي لامع، يخفت لونه عند درجة حرارة الغرفة نتيجة التعرض للهواء الجاف، وهو مادة انشطارية بحد ذاتها.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

تم عزل الأمريكيوم لأول مرة من قبل كل من غلين سيبورغ، وليون مورغان، ورالف جيمس، وألبيرت غيورسو، وذلك في أواخر عام 1944م أثناء وقت الحرب في معهد التعدين في جامعة شيكاغو والذي يعرف الآن مخبر آرغون الوطني Argonne National Laboratory. وقد سمي العنصر بهذا الاسم نسبة إلى قارة أمريكا التي أكتشف فيها.

3 - طرق استحصاله

يتم الحصول على الأمريكيوم ^{241}Am من إخضاع البلوتونيوم 239 إلى تفاعلات النيوترون متتابة في مفاعل نووي، مما أدى إلى تشكيل ^{240}Pu ومن ثم ^{241}Pu والذي بدوره يتحول إلى ^{241}Am عن طريق تفكك بيتا، وفق التفاعلات التالية:



4 - الخواص الكيميائية لعنصر الأمريكيوم

للأمريكيوم كهروإيجابية مرتفعة وهو عنصر نشط أكثر يذوب في حمض HCl مكوناً Am^{+3} ويتفاعل مع الأكسجين والهيدروجين والهالوجينات.

1.4 - مركباته

1.1.4 - أكاسيده

أ - أحادي أكسيد الأمريكيوم AmO

يحضر AmO بتفاعل الأمريكيوم مع أكسيد الفضة في وسط مفرغ من الهواء عند درجة 850م وفق التفاعل التالي:



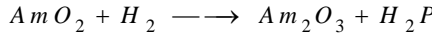
ب - ثنائي أكسيد الأمريكيوم AmO_2

يحضر AmO_2 بحرق النترات والأكسالات أو هيدروكسيد الأمريكيوم في الهواء وفق التفاعل التالي:



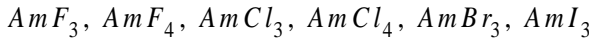
ج - ثلاثي أكسيد الأمريكيوم Am_2O_3

ويحضر Am_2O_3 باختزال ثاني أكسيد الأمريكيوم بالهيدروجين عند 600م وفق التفاعل التالي:

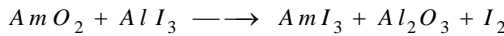
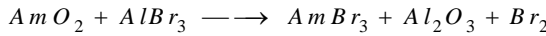
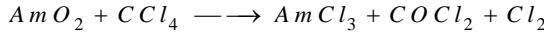
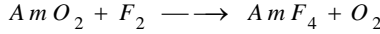
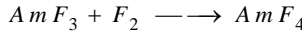


2.1.4 - هاليداته

للأمريكيوم الهاليدات التالية:

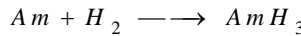


وتحضر حسب التفاعلات التالية:



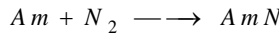
3.1.4 - هيدريداته

تفاعل غاز الهيدروجين مع الأمريكيوم ينتج هيدريد الأمريكيوم AmH_3 وفق التفاعل التالي:



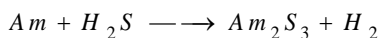
4.1.4 - نتريداته

يحضر نيتريد الأمريكيوم AmN بتسخين الفلز مع النشادر أو النيتروجين عند 800م وفق التفاعل التالي:



5.1.4 - كبريتاته

يحضر الكبريتيد Am_2S_3 بتفاعل خليط من كبريتيد الهيدروجين وثاني كبريتيد الكربون مع ثاني أكسيد الأمريكيوم عند درجة حرارة 1500م أو بتفاعل الأمريكيوم مع كبريتيد الهيدروجين وفق التفاعل التالي:



2.4 - فصله

1.2.4 - الفصل بالترسيب

في حالة فصل خليط من الأمريكيوم والثوريوم واللانثانيدات والأكتينيدات الثقيلة والبلوتونيوم واليورانيوم، فإنه يجب أكسدة الثلاثة الأخيرة إلى MO_2^{+2} وبعدها يرسب، الأمريكيوم مع الثوريوم واللانثانيدات والأكتينيدات الثقيلة في صورة فلوريدات، وبعد إذابة هذا الراسب يتم أكسدة الأمريكيوم إلى AmO_2^{+2} ، ثم ترسب فلوريدات اللانثانيدات والأكتينيدات الأخرى مرة أخرى، ويمكن فصل الأمريكيوم من السيريوم باستخدام حمض، الهيدروفلوسيليسيك والذي يرسب Ce^{+3} ولا يرسب Am^{3+} .

2.2.4 - الفصل بالاستخلاص

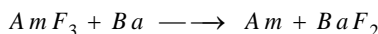
يستخلص الأمريكيوم من الكوريوم المجاور له والمشابه له في الخواص باستخدام مذيب TBP باستخدام طريقة الإستخلاص المضاد. كما يمكن فصل الأمريكيوم من البلوتونيوم باستخدام محلول من الكبرون في الكلوروفورم والذي لا يستخلص Am^{3+} .

3.2.4 - الفصل بالتبادل الأيوني

يتم فصل الأمريكيوم من البلوتونيوم باستخدام مبادل أيوني من محلول 8 - 10 مولار من حمض النيتريك والذي يكون مركباً أيونياً معقداً مع البلوتونيوم وعليه فيحجز على المبادل الأيوني ويستخرج الأمريكيوم.

3.4 - تحضير فلز الأمريكيوم

يتم تحضيره بواسطة اختزال ثالث الفلوريد بأبخرة الباريوم عند درجة حرارة 1200°C وفق التفاعل التالي:



5 - مجال استخدام الأمريكيوم

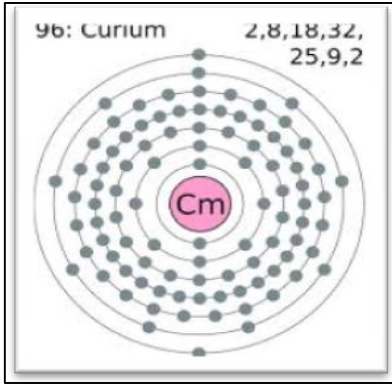
- أ. مصدر لجسيمات ألفا لتحضير قذائف النيوترونات في التفاعلات النووية.
- ب. هو العنصر المصطنع الوحيد الذي وجد له تطبيقات في الحياة اليومية، حيث يدخل في بعض أنواع حساسات الدخان التي تحوي كميات ضئيلة منه.
- ت. يستخدم كمصدر متنقل لأشعة غاما في التصوير الإشعاعي.

6 - تأثير الأمريكيوم على الانسان

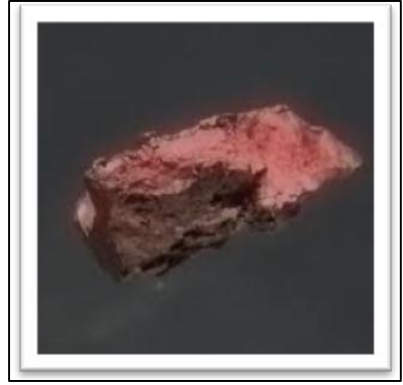
له تأثير إيجابي على صحة الإنسان إذ أنه يستخدم في علاج الغدة الدرقية.

42 – عنصر الكوريوم $^{247}_{96}\text{Cm}$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر الكوريوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	96
العدد الكتلي (A)	247
الوزن الذري الغرامي (g)	247
نصف القطر الذري (A°)	–
الكثافة الحجمية (g/cm^3)	–
درجة الانصهار ($^\circ\text{C}$)	–
درجة الغليان ($^\circ\text{C}$)	–
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,581
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	1,3
الناقلية الكهربائية ($\mu \Omega$) ⁻¹	–

1 - ما هو الكوريوم؟

الكوريوم فلز أبيض فضي يشبه البلوتونيوم في خواصه اللدائنية وله شكل سداسي الزوايا والأضلاع، يحدث له تآكل بسرعة في الهواء الجاف وهو نشط جدا وهذا راجع إلى سخونة وسط تواجده بسبب نشاطه الإشعاعي.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

تم اكتشاف الكوريوم في جامعة بيركلي بواسطة جيلن تي سيبورج، رالف إيه جيمس، ألبرت غيورسو في عام 1944م. وقد تم تسميته على اسم ماريا سكلودوفسكا كوري وزوجها بيبير كوري، نظرا لأنهما قاما باكتشاف الراديوم ولعملهما المتميز في النشاط الإشعاعي. وقد تم التعرف على العنصر كيميائيا أيضا في معمل أرجون القومي في جامعة شيكاغو. كما تم الحصول على عينة مرئية من هيدروكسيد الكوريوم - 242 بواسطة لويس ويرنر، إيسادور بيرمان في جامعة كاليفورنيا عام 1947م بقذف الأمريكسيوم - 241 بالنيوترونات. وتم الحصول على الكوريوم في شكله العنصري عام 1951م، وقد سمي نسبة الي مدام (كوري).
توجد كميات قليلة من الكوريوم في اليورانيوم كمنتج ثانوي لاضمحلاله الطبيعي.

3 - طرق استحصاله

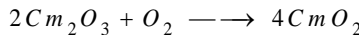
- تم الحصول عليه بقذف البلوتونيوم 239 بجسيمات ألفا (نواة الهيليوم) في معجل دوراني يبلغ 60 بوصة في معمل بيركلي.
- كما يمكن الحصول على نظائر الكوريوم برقم كتلة أقل من 243 من التفاعلات النووية باستخدام جسيمات ألفا المعجلة في السيكلوترونات
- أما النظائر ذات أرقام كتلة أكبر من 243 فتحضر من تفاعلات ألفا وغاما على نظائر الكوريوم التي تسبقها أو عن طريق امتصاص النيوترونات المتوالي للبلوتونيوم أو الأمريسيوم في مفاعل نووي.

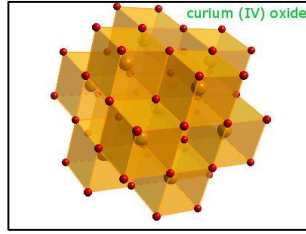
4 - الخواص الكيميائية لعنصر الكوريوم

1.4 - مركباته

1.1.4 - أكاسيده

بالإضافة إلى ثالث أكسيد الكوريوم Cm_2O_3 فإنه قد تم تحضير الأكسيد CmO_2 وذلك بتسخين ثالث أكسيد الكوريوم في تيار من الأكسجين عند درجة حرارة 650°م وفق التفاعل التالي:

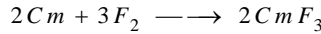
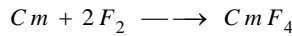




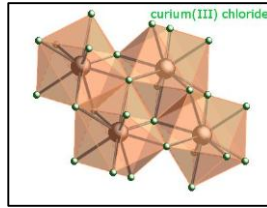
الشكل (1.42) بنية Cm_2O_3

2.1.4 - هاليدات

تم تحضير الهاليدات التالية للكوريوم وهي CmF_3 ، CmF_4 ، $CmCl_3$ ، $CmBr_3$ وفق التفاعلات التالية:



كما أن له هاليدات أخرى كثنائي كلوريد الكوريوم $CmCl_3$.



الشكل (2.42) بنية Cm_2O_3

2.4 - محاليله

إن رقم الأكسدة الوحيد للكوريوم هو +3 في المحاليل، وقد فشلت محاولة أكسدته باستخدام أقوى عوامل الأكسدة، والكوريوم الثلاثي يشبه في خواصه اللانثانيدات والأكتينيدات ذات رقم أكسدة (+3) ويمكن ترسيبه بالفلوريدات والهيدروكسيدات والأكسالات والبيونات والفوسفات وذلك مع اللانثانيدات، وفي وسط حمض الهيدروكلوريك المركز HCl فإن الكوريوم يكون مركباً معقداً أقل ثباتاً من نظيره مع Am (الأمريكيوم)، وأكثر من نظيره مع Gd (الغادولينيوم)، ويكون الكوريوم مع أيون الفلوريد F^- المركب المعقد CmF^{2+} وهو أكثر ثباتاً من AmF^{2+} ، ويكون مركب معقد أيضاً مع الكربونات والنترات والكبريتات والأكسالات والفوسفات وغيرها من أيونات الحموض العضوية.

3.4 - فصله

يحضر الكوريوم من البلوتونيوم، وعليه فلا بد من فصله منه ومن الأكتينيدات واللانثانيدات، ويتم الفصل من البلوتونيوم عن طريق تفاعلات الأكسدة والاختزال.

وفصل الكوريوم من اللانثانيدات والأمريكيوم وعناصر ما بعد الكوريوم باستخدام مبادل أيوني. فباستخدام مبادل كاتيوني يتم فصل الكوريوم من اللانثانيدات باستخدام حمض الهيدروكلوريك المركز، أما من الأكتينيدات فيتم فصلها عن بعضها البعض باستخدام مبادل كاتيوني ومستخلص مثل محلول السترات أو اللاكتات أو ألفا هيدروكسي أيزوبيوتيرات ويمكن استخدام مبادل أنيوني ومستخلص من الثيوسيانات. وفي حالة استخدام حمض الهيدروكلوريك في عملية الإستخلاص فإن اللانثانيدات تستخلص أولاً ويستخلص الأمريكيوم قبل الكوريوم، وبشكل عام تستخلص الأكتينيدات ذات الرقم الذري الأكبر أولاً من المبادل الكاتيوني.

5 - مجال إستخدام الكوريوم

أ. يستخدم في النظائر المشعة للمولدات الكهروحرارية.

6 - تأثير الكوريوم على جسم الانسان

أ. له تأثير سلبي على جسم الإنسان إذ ان تراكم الكوريوم في خلايا العظام يدمر لب العظام

بسبب إشعاعه وهذا يؤدي إلى توقف إنتاج خلايا الدم الحمراء.

ب. له تأثير إيجابي فهو يستخدم في منظمات ضربات القلب

الملحق 1: فروع الكيمياء

I - الفروع الأساسية:

- 1 - الكيمياء العضوية
- 2 - الكيمياء اللاعضوية
- 3 - الكيمياء الحيوية
- 4 - الكيمياء التحليلية
- 5 - الكيمياء الفيزيائية

II - الفروع الثانوية:

- | | |
|------------------------|-----------------------------|
| 1 - الكيمياء العامة | 6 - كيمياء البلّورات |
| 2 - الكيمياء الإشعاعية | 7 - الكيمياء الضوئية |
| 3 - الكيمياء الكمية | 8 - الكيمياء الحرارية |
| 4 - الكيمياء الزراعية | 9 - الكيمياء الغروية |
| 5 - كيمياء البترول | 10 - كيمياء المركبات الضخمة |

كما يمكن تقسيم كل فرع من الفروع السابقة إلى عدة أقسام، فمثلاً الكيمياء الفيزيائية تحتوي على:

- 1 - الترموديناميك الكيميائي
- 2 - الحركية الكيميائية
- 3 - الكيمياء الكهربائية
- 4 - كيمياء الغروية
- 5 - الكيمياء المغناطيسية

الملحق 2: البنية الإلكترونية للعناصر

العنصر	Z	K(n=1) S	L(n=2) S P		M(n=3) S P d			N(n=4) S P d f		O(n=5) S P d f		P(n=6) S P d f		Q(n=7) S P d f	
H	1	1													
He	2	2													
Li	3	2	1												
Be	4	2	2												
B	5	2	2	1											
C	6	2	2	2											
N	7	2	2	3											
O	8	2	2	4											
F	9	2	2	5											
Ne	10	2	2	6											
Na	11	2	2	6	1										
Mg	12	2	2	6	2										
Al	13	2	2	6	2	1									
Si	14	2	2	6	2	2									
P	15	2	2	6	2	3									
S	16	2	2	6	2	4									
Cl	17	2	2	6	2	5									
Ar	18	2	2	6	2	6									
K	19	2	2	6	2	6	1								
Ca	20	2	2	6	2	6	0	2							
Sc	21	2	2	6	2	6	1	2							
Ti	22	2	2	6	2	6	2	2							
V	23	2	2	6	2	6	4	1							
Cr	24	2	2	6	2	6	5	1							
Mn	25	2	2	6	2	6	6	1							
Fe	26	2	2	6	2	6	7	1							
Co	27	2	2	6	2	6	8	1							
Ni	28	2	2	6	2	6	10	0							
Cu	29	2	2	6	2	6	10	1							
Zn	30	2	2	6	2	6	10	2							
Ga	31	2	2	6	2	6	10	2 1							
Ge	32	2	2	6	2	6	10	2 2							
As	33	2	2	6	2	6	10	2 3							
Se	34	2	2	6	2	6	10	2 4							
Br	35	2	2	6	2	6	10	2 5							
Kr	36	2	2	6	2	6	10	2 6							
Rb	37	2	2	6	2	6	10	2 6	1						
Sr	38	2	2	6	2	6	10	2 6	2						

العنصر	Z	K(n=1) S	L(n=2) S P	M(n=3) S P d	N(n=4) S P d f	O(n=5) S P d f	P(n=6) S P d f	Q(n=7) S P d f
Y	39	2	2 6	2 6 10	2 6 1	2		
Zr	40	2	2 6	2 6 10	2 6 2	2		
Nb	41	2	2 6	2 6 10	2 6 4	1		
Mo	42	2	2 6	2 6 10	2 6 5	1		
Tc	43	2	2 6	2 6 10	2 6 6	1		
Ru	44	2	2 6	2 6 10	2 6 7	1		
Rh	45	2	2 6	2 6 10	2 6 8	1		
Pd	46	2	2 6	2 6 10	2 6 10	0		
Ag	47	2	2 6	2 6 10	2 6 10	1		
Cd	48	2	2 6	2 6 10	2 6 10	2 1		
In	49	2	2 6	2 6 10	2 6 10	2 2		
Sn	50	2	2 6	2 6 10	2 6 10	2 3		
Sb	51	2	2 6	2 6 10	2 6 10	2 4		
Te	52	2	2 6	2 6 10	2 6 10	2 5		
I	53	2	2 6	2 6 10	2 6 10	2 5		
Xe	54	2	2 6	2 6 10	2 6 10	2 6	1	
Cs	55	2	2 6	2 6 10	1 6 10	2 6	2	
Ba	56	2	2 6	2 6 10	2 6 10	2 6	2	
La	57	2	2 6	2 6 10	2 6 10 1	2 6	2	
Ce	58	2	2 6	2 6 10	2 6 10 2	2 6	2	
Pr	59	2	2 6	2 6 10	2 6 10 3	2 6	2	
Nd	60	2	2 6	2 6 10	2 6 10 4	2 6	2	
Pm	61	2	2 6	2 6 10	2 6 10 5	2 6	2	
Sm	62	2	2 6	2 6 10	2 6 10 6	2 6	2	
Eu	63	2	2 6	2 6 10	2 6 10 7	2 6	2	
Gd	64	2	2 6	2 6 10	2 6 10 8	2 6	2	
Tb	65	2	2 6	2 6 10	2 6 10 9	2 6	2	
Dy	66	2	2 6	2 6 10	2 6 10 10	2 6	2	
Ho	67	2	2 6	2 6 10	2 6 10 11	2 6	2	
Er	68	2	2 6	2 6 10	2 6 10 12	2 6	2	
Tm	69	2	2 6	2 6 10	2 6 10 13	2 6	2	
Yb	70	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6	2	
Lu	71	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 1	2	
Hf	72	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 2	2	
Ta	73	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 3	2	
W	74	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 4	2	
Re	75	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 5	2	
Os	76	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 6	2	
Ir	77	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 7	2	
Pt	78	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 9	1	
Au	79	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10	1	
Hg	80	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10	2	

العنصر	Z	K(n=1) S	L(n=2) S P		M(n=3) S P d			N(n=4) S P d f			O(n=5) S P d f			P(n=6) S P d f			Q(n=7) S P d f		
Tl	81	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	2	1			
Pb	82	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	2	2			
Bi	83	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	2	3			
Po	84	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	2	4			
At	85	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	2	5			
Rn	86	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	2	6			
Fr	87	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	2	6	1		
Ra	88	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	2	6	2		
Ac	89	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	1	2	6	2	
Th	90	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	2	2	6	2	
Pa	91	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	3	2	6	2	
U	92	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	4	2	6	2	
Np	93	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	5	2	6	2	
Pu	94	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	6	2	6	2	
Am	95	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	7	2	6	2	
Cm	96	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	8	2	6	2	
Bk	97	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	9	2	6	2	
Cf	98	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	10	2	6	2	
Es	99	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	11	2	6	2	
Fm	100	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	12	2	6	2	
Md	101	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	13	2	6	2	
No	102	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	2	
Lr	103	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	1	2
Rf	104	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	2	2
Db	105	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	3	2
Sg	106	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	4	2
Bh	107	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	5	2
Hs	108	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	6	2
Mt	109	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	7	2
Un	110	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	8	2

الملحق 3: اكتشاف العناصر

تعامل الإنسان مع بعض العناصر منذ أزمنة ما قبل التاريخ، دون أي دراية بطبيعتها، بلغ عدد هذه العناصر العشرة وهي التالية مع رموزها وأسمائها باللغة اللاتينية :

الكربون (C : carbon)	النحاس (Cu : cypros)
الذهب (Au : aurum)	الحديد (Fe : ferrum)
الرصاص (Pb : plumbum)	الزئبق (Hg : hydragyrum)
الفضة (Ag : argentum)	الكبريت (S : sulfur)
القصدير (Sn : stannum)	التوتياء (Zn : Zinc)

تبدو في الجدول التالي أسماء العناصر ورموزها وتواريخ اكتشافها وأسماء مكتشفها.

تاريخ الاكتشاف	اسم العنصر	رمزه	اسم مكتشفه	مصدر التسمية
1450	أنتموان	Sb	فالتين	من اللاتينية antimonium واسمه السابق stibium
	بزموت	Bi	فالننتين	من الألمانية wismut
1649	زرنيخ	As	شرودر	من اللاتينية arsenicum
1669	فسفور	P	هينغ براند	من اللاتينية وتعني حامل الضوء
1735	كوبلت	Co	جورج براندت	من الألمانية kobold وتعني كنز أو منجم
1741	بلاتين	Pt	ويليام وود	من الإسبانية platina ومعناها الفضة
1751	نيكل	Ni	آكسل كرونستد	من السويدية kuppar
1766	هيدروجين	H	هنري كافنديش	من اليونانية hydor وتعني مولد الماء
1771	فلور	F	كارل شيل	من اللاتينية fluo وتعني التدفق
1772	نتروجين	N	دانيال رذرفورد	من اليونانية nitron وتعني الملح الصخري
1774	منغنيز	Mn	جوهان غاهن	من اللاتينية magnes مغنطيس
	أكسجين	O	جون بريستلي	من اليونانية oxys وتعني مولد الحموضة

تاريخ الاكتشاف	اسم العنصر	رمزه	اسم مكتشفه	مصدر التسمية
	كلور	Cl	كارل شيل	من اليونانية chloros وتعني أخضر
1778	موليبدينوم	Mo	بيتر هلم	من اليونانية molybdos وتعني الرصاص
1782	تلوريوم	Te	فرانزفون رينشتاين	من اللاتينية tellus وتعني الأرض
1783	تنغستين	W	دون فوستو ودون دوان دولهويار	من السويدية ومعناه الحجر الثقيل (الاسم السابق ولفرام)
1789	تيتانيوم	Ti	ويليام غريغور	من الأسطورة اللاتينية Titanes
	أورانيوم	U	مارتن كلايروت	من اسم النجم Uranus
1794	إيتريوم	Y	جوهان غادولين	من Ytterby وهو اسم بلدة في السويد
1797	كروم	Cr	لويس فوكلن	من اليونانية chromos وتعني اللون
1801	نيوبيوم	Nb	شارل هاتشن	من الأسطورة اليونانية Niobe
1802	تنتالوم	Ta	أندرس إكبرغ	من الأسطورة اليونانية Tantalus
1803	سيريوم	Ce	جوزيف برزيليوس ويلهام هيزنجر	من اسم أحد الكويكبات Ceres
	إيريديوم	Ir	سميثن تينانت	من اللاتينية iris وتعني قوس قزح
	أوسميوم	Os	=	من اليونانية osme وتعني رائحة
1804	بلاديوم	Pd	ويليام ولاستون	من اسم أحد الكويكبات Pallas
	روديوم	Rh	=	من اليونانية rhodon وتعني وردة
8071	بوتاسيوم	K	همفري ديفي	من اللاتينية kalium، والإنگليزية potash

تاريخ الاكتشاف	اسم العنصر	رمزه	اسم مكتشفه	مصدر التسمية
	صوديوم	Na	=	من اللاتينية natrium، والإنكليزية soda
	باريوم	Ba	=	من اللاتينية barys وتعني ثقيل
	بورون	B	=	نحت من كلمتي borax + carbon
1808	كلسيوم	Ca	=	من اللاتينية Calx وتعني الحجر الكلسي
	سترونسيوم	Sr	=	من Strontia وهو اسم موقع في اسكتلندا
8111	يود	I	برنارد كورتوا	من اليونانية iodos وتعني بنفسجي
	كادميوم	Cd	فريدريك ستروماير	من اليونانية kadmeia وتعني كالامين
1817	ليثيوم	Li	جوهان أرفدسن	من اليونانية lithos وتعني حجر
	سيلينيوم	Se	جـون برزيليوس	من اليونانية selene وتعني قمر
	سيليكون	Si	=	من اللاتينية silex وتعني الصوان
1824	زركونيوم	Zr	=	من الإيرانية Zargun وتعني الذهب الملون
1825	بروم	Br	انطوان بالارد	من اليونانية bromos وتعني رائحة متنة
1827	ألومنيوم	Al	فريدريك وهلر	من اللاتينية alumen وتعني حجر الشب
	بريليوم	Be	=	من اليونانية beryllion وتعني معدن البريل
1828	توريوم	Th	جـون برزيليوس	من الأسطورة السكندنافية Thor
1829	مغنيزيوم	Mg	انطوان بوسي	من الإيطالية magnesia
1830	فاناديوم	V	نيلز سفستروم	من الأسطورة السكندنافية Vanadis

تاريخ الاكتشاف	اسم العنصر	رمزه	اسم مكتشفه	مصدر التسمية
1839	لانثانوم	La	كارل موساندر	من اليونانية lanthana وتعني الحجب أو الإخفاء
1843	إربيوم	Er	=	من Ytterbi وهو اسم بلدة في السويد
	تربيوم	Tb	كارل موساندر	من Ytterbi وهو اسم بلدة في السويد
1845	روتينيوم	Ru	كارل كلاوس	من اللاتينية Ruthenia وهو اسم روسيا
1860	سيزيوم	Cs	روبرت بنزن	من اللاتينية caesium وتعني أزرق رمادي
1861	روبيدوم	Rb	روبرت بنزن و غوستاف كيرشوف	من اللاتينية rubidus وتعني أحمر
	تاليوم	Tl	ويليام كروكس	من اليونانية thallos وتعني برعوم
1863	إنديوم	In	فرديناند رايش و هيرونيموس ريختر	من كلمة indigo وتعني النيلة
1875	غاليوم	Ga	بول دو بوابودرون	من اللاتينية Gallia وهو اسم فرنسا
1878	إيتريوم	Yb	جون مارينياك	من Ytterbi وهو اسم بلدة في السويد
1879	هلميوم	Ho	بركلييف	من اللاتينية Holmia وهو اسم مدينة استكهولم
	سكانديوم	Sc	لارس نيلسون	من اسم سكاندينافيا
	سماريوم	Sm	بول دو بوابودرون	من اسم عالم الفلزات الروسي Samarski
	توليم	Tm	بركلييف	من السويدية Thule وتعني البلدان الشمالية
1885	غادولينيوم	Gd	جون مارينياك	من اسم الكيميائي الفنلندي Gadolin

تاريخ الاكتشاف	اسم العنصر	رمزه	اسم مكتشفه	مصدر التسمية
	نيوديميوم	Nd	كارل ولسباخ	من نحت الكلمتين اليونانيتين neo وتعني جديد و didymos وتعني التوأم
	برازيوديميوم	Pr	=	من نحت الكلمتين اليونانيتين prasios وتعني الأخضر و didymos وتعني التوأم
1886	ديسبروزيوم	Dy	بول دو بوابودرون	من اليونانية dysprositos وتعني صعب المنال
	جرمانيوم	Ge	كليمنس ونكلر	من اسم ألمانيا باللاتينية هو Germania
1894	أرغون	Ar	لورد رايلي وويليام رامسي	من اليونانية argos وتعني خامل أو غير فعال
1895	هيليوم	He	ويليام رامسي وويليام كروكس	من اليونانية helios وتعني الشمس
1896	أوروبيوم	Eu	أوجين دومرسي	من اسم أوربا
	كربتون	Kr	ويليام رامسي وموريس ترافرز	من اليونانية krypto وتعني الحجب أو التعمية
1898	نيون	Ne	=	من اليونانية neos وتعني جديد
	كزينون	Xe	=	من اليونانية xenos وتعني غريب
	بولونيوم	Po	ماري كوري	تخليدًا لاسم بلدها بولونيا
	راديوم	Ra	=	من اللاتينية radius وتعني شعاع
1899	أكتينيوم	Ac	أندريه دو بييرن	من اليونانية aktis وتعني شعاع
1900	رادون	Rn	إرنست دورن	نحن من كلمتي radium و emanation وتعني إصدار الراديوم

تاريخ الاكتشاف	اسم العنصر	رمزه	اسم مكتشفه	مصدر التسمية
1907	لوتيسيوم	Lu	جورج أوربان وكلارل ولسياخ	من اسم مدينة باريس باللاتينية وهو Lutetia
1917	بروتكتينيوم	Pa	ليز ميتز وأوتو هاهن	من اليونانية protos وتعني أول actinum +
1923	هافنيوم	Hf	ديرك كوستر وجيورجي هفرسي	من اسم مدينة كوبنهاغن باللاتينية وهو Hafnia
1925	رينيوم	Re	والتر نوداك وايدا تايك	من اسم نهر الراين بالألمانية وهو Rhein
1937	تكنيسوم	Tc	برييه وإميلو سغري	من اليونانية technetos وتعني صنعي
1939	فرنسيوم	Fr	مرغريت بري	من اسم فرنسا
1940	أستاتين	At	إميليو سغري ورفاقه	من اليونانية astatos وتعني غير ثابت
	نبتونيوم	Np	فيليب أبلسن وإدوين مكميلان	من اسم النجم Neptune
	بروميثيوم	Pm	ج. مارنسكي ورفاقه	من الأسطورة اليونانية Prometheus
1941	بلوتونيوم	Pu	غلن سيبروغ وإدوين ماتيسون	من اسم النجم Pluto
1944	أميريكيوم	Am	غلن سيبروغ وإدوين ماتيسون	من اسم أمريكا
	كوريوم	Cm	=	من اسم مدام كوري
1950	بركليوم	Bk	=	من اسم بيركلي في كاليفورنيا
	كاليفورنيوم	Cf	=	من اسم كاليفورنيا
1952	أينشتاينيوم	Es	=	من اسم أينشتاين
	فرميوم	Fm	=	من اسم فيرمي

تاريخ الاكتشاف	اسم العنصر	رمزه	اسم مكتشفه	مصدر التسمية
1955	ماندليفيوم	Md	غلن سيبورغ وألبرت جيورسو ورفاقهما	من اسم ماندلييف
1957	نوبليوم	No	=	من اسم نوبل
1961	لورنسيوم	Lr	ألبرت جيورسو ورفاقه	من اسم لورنس
1969	رذرفوريوم	Rf	جامعة كاليفورنيا	من اسم رذرفورد
1970	هاهنيوم	Ha	=	من اسم هاهن

الملحق 4: الفائزون بجائزة نوبل في الكيمياء في القرن العشرين

تحمل هذه الجائزة اسم المهندس السويدي ألفرد نوبل المتوفي سنة 1896. وقد أوصى بمنح جوائز تحمل اسمه في الكيمياء والفيزياء والطب والآداب والسلام. تعد جائزة نوبل أرقى جائزة علمية حتى الآن، وتمنحها أكاديمية العلوم السويدية تقديرًا لأعمال علمية متميزة في المجالات المذكورة. بدأ منح هذه الجوائز منذ سنة 1901، ونبين فيما يلي أسماء الذين فازوا بها في الكيمياء مع بيان العمل الذي ألههم لذلك.

سنة المنح	الفائز	جنسيته
1901	جاكوب هنريسيون فانت هوف	هولندي
دراسة قوانين التحريك الكيميائي وضغط التحال		
1902	إميل فيشر	ألماني
الاصطناع العضوي وبخاصة للسكريات ومجموعات البورين		
1903	سفانت أرهينيوس	سويدي
تطوير نظرية التحليل الكهربائي للتحكك الأيوني		
1904	ويليام رامسي	بريطاني
اكتشاف العناصر النادرة: الهليوم والكريبتون والنيون والكريبتون		
1905	آدولف فون باير	ألماني
تطوير الأصبغة بما فيها النيلة ودراسة المركبات العطرية		
1906	هنري موانسان	فرنسي
اكتشاف الفلور وتطوير الفرن الكهربائي		
1907	إدوارد بُونز	ألماني
بحوث في الكيمياء الحيوية بما في ذلك التخمر		
1908	إرنست رذرفورد	نيوزيلاندي
تحريات عن جسيمات ألفا والتحلل (أو الاضمحلال) الإشعاعي وكيمياء المواد المشعة		
1909	ويلهلم أوستوالد	ألماني
دراسة التفاعلات الكيميائية والوسطاء		
1910	أوتو والاش	ألماني

سنة المنح	الفائز	جنسيته
1901	جاكوب هنريسيون فانت هوف	هولندي
دراسة قوانين التحريك الكيميائي وضغط التحال		
1902	إميل فيشر	ألماني
الاصطناع العضوي وبخاصة للسكريات ومجموعات البورين		
1903	سفانت أرهينيوس	سويدي
تطوير نظرية التحليل الكهربائي للتفكك الأيوني		
1904	ويليام رامسي	بريطاني
اكتشاف العناصر النادرة: الهليوم والكريبتون والنيون والكرزيتون		
1905	آدولف فون باير	ألماني
تطوير الأصبغة بما فيها النيلة ودراسة المركبات العطرية		
دراسة المركبات الأليفاتية الحلقية		
1911	ماري كوري	فرنسية
اكتشاف عنصر الراديوم والبولونيوم		
1912	فيكتور غرينيار ويول ساباتييه	فرنسيان
دراسات في كيمياء الاصطناع العضوي		
1913	ألفرد ورنر	سويسري
دراسة ارتباط الذرات في الجزيئات		
1914	تيودور ريتشارد	أمريكي
تحديد الأوزان الذرية الصحيحة للعديد من العناصر		
1915	ريتشارد ويلستاتر	ألماني
دراسة الكلوروفيل وأصبغاه		
1916	حجبت الجائزة	
1917		
1918	فريتز هابر	ألماني
تطوير طريقة لاصطناع الأمونيا		
1919	حجبت الجائزة	
1920	والتر نرنست	ألماني
دراسة حرارة التفاعل (الكيمياء الحرارية)		
1921	فريدريك سودي	بريطاني

سنة المنح	الفائز	جنسيته
1901	جاكوب هنريسيون فانت هوف	هولندي
دراسة قوانين التحريك الكيميائي وضغط التحال		
1902	إميل فيشر	ألماني
الاصطناع العضوي وبخاصة للسكريات ومجموعات البورين		
1903	سفانت أرهينيوس	سويدي
تطوير نظرية التحليل الكهربائي للتفكك الأيوني		
1904	ويليام رامسي	بريطاني
اكتشاف العناصر النادرة: الهليوم والكريبتون والنيون والكريبتون		
1905	آدولف فون باير	ألماني
تطوير الأصبغة بما فيها النيلة ودراسة المركبات العطرية		
دراسة النظائر		
1922	فرنسيس أستون	بريطاني
المطابقة الكتلية واكتشاف نظائر العديد من العناصر غير المشعة		
1923	فريتز برغل	نمساوي
تطوير التحليل الميكروي للمركبات العضوية		
1924	حجب الجائزة	
1925	رينشارد زيغموندي	ألماني
دراسة المحاليل الغراوانية		
1926	تيودور سفدبرغ	سويدي
دراسة الجمل المبعثرة		
1927	هنريش أوتو ويلاند	ألماني
دراسة تركيب الحموض الصفراوية والمواد المرتبطة بها		
1928	أدولف ونْدُس	ألماني
دراسة الإستروئيدات، وبخاصة الستيروئول، وارتباطها بالفيتامينات		
1929	أرثر هارن وهانزفون أولر - شِلْبِن	بريطاني - ألماني/سويدي
دراسة الأنزيمات والتخمر		
1930	هانز فيشر	ألماني
دراسة بنية اليحمور (الهيموغلوبين) واليخضور (الكلوروفيل)		
1931	كارل بوش وفريدريتش برْجيوس	ألماني

سنة المنح	الفائز	جنسيته
1901	جاكوب هنريسيون فانت هوف	هولندي
دراسة قوانين التحريك الكيميائي وضغط التحال		
1902	إميل فيشر	ألماني
الاصطناع العضوي وبخاصة للسكريات ومجموعات البورين		
1903	سفانت أرهينيوس	سويدي
تطوير نظرية التحليل الكهربائي للتفكك الأيوني		
1904	ويليام رامسي	بريطاني
اكتشاف العناصر النادرة: الهليوم والكريبتون والنيون والكريبتون		
1905	آدولف فون باير	ألماني
تطوير الأصبغة بما فيها النيلة ودراسة المركبات العطرية		
اصطناع الأمونيا ودرجة الفحم الحجري		
1932	إيرفينغ لانغموير	أمريكي
دراسة حول كيمياء السطوح		
1933	حجبت الجائزة	
1934	هارولد أوري	أمريكي
اكتشاف الهيدروجين الثقيل: الدوتيريوم		
1935	كورني فريدريك وإيرن جوليو	فرنسيان
اصطناع نظائر مشعة جديدة		
1936	بيتر ديباي	هولندي
دراسة العزوم ثنائية الأقطاب وانعراج الأشعة السينية والإلكترونات في الغازات		
1937	والتر هاروت ويول كارز	بريطاني-سويسري
بحوث عن الفيتامينات		
1938	ريتشارد كوهن	ألماني
بحوث عن الفيتامينات والكاروتينيدات (أكرها على رفض الجائزة إلا أنها منحت في سنة 1946)		
1939	أدولف بوتندنت وليوبولد روزيكا	ألماني-سويسري
دراسات عن الهرمونات الجنسية ومتعددات المتيلين. وقد أجبر بوتندنت على رفض الجائزة		
1940	حجبت الجائزة	

سنة المنح	الفائز	جنسيته
1901	جاكوب هنريسيون فانت هوف	هولندي
دراسة قوانين التحريك الكيميائي وضغط التحال		
1902	إميل فيشر	ألماني
الاصطناع العضوي وبخاصة للسكريات ومجموعات البورين		
1903	سفانت أرهينيوس	سويدي
تطوير نظرية التحليل الكهربائي للتفكك الأيوني		
1904	ويليام رامسي	بريطاني
اكتشاف العناصر النادرة: الهليوم والكريبتون والنيون والكرزيتون		
1905	آدولف فون باير	ألماني
تطوير الأصبغة بما فيها النيلة ودراسة المركبات العطرية		
1941		
1942		
1943	جيورجي فون هـفيزي	هنغاري/سويدي
استخدام النظائر كمقننات في دراسة العمليات الكيميائية		
1944	أوتو هاهن	ألماني
اكتشاف الانشطار النووي في العناصر الثقيلة		
1945	أرتوري فيرتانن	فنلندي
دراسات حول الكيمياء الحيوية الزراعية وحفظ الأطعمة		
1946	جيمس سومنر ووندل ستانلي وجون نورثروب	أمريكيون
بلورة الأنزيمات وتحضير أنزيمات نقية		
1947	روبرت روبنسن	بريطاني
دراسات في الكيمياء الحيوية وبخاصة القلوانيات		
1948	آرن تيزليوس	سويدي
دراسة عن بروتينات المصل والتحال الكهربائي والادمصاص		
1949	ويليام جيبك	أمريكي
دراسات عن التبريد والترموديناميك الكيميائي		
1950	أوتو ديلز وكورت أذلر	ألماني غربي
عن الاصطناع العضوي		
1951	إدوين ماكميلان وغلين سيبورغ	أمريكيان

سنة المنح	الفائز	جنسيته
1901	جاكوب هنريسيون فانت هوف	هولندي
دراسة قوانين التحريك الكيميائي وضغط التحال		
1902	إميل فيشر	ألماني
الاصطناع العضوي وبخاصة للسكريات ومجموعات البورين		
1903	سفانت أرهينيوس	سويدي
تطوير نظرية التحليل الكهربي للتفكك الأيوني		
1904	ويليام رامسي	بريطاني
اكتشاف العناصر النادرة: الهليوم والكريبتون والنيون والكريتون		
1905	آدولف فون باير	ألماني
تطوير الأصبغة بما فيها النيلة ودراسة المركبات العطرية		
اكتشاف كيمياء عواير الأورانيوم		
1952	أرثر مارتن وريتشارد سينغ	بريطانيان
اكتشاف الاستشراب التقريفي		
1953	هزمن ستودينغر	ألماني غربي
اكتشافات في المتماثرات (البوليمرات) ونظرية السلاسل الجزيئية الكبيرة		
1954	ليونس باولنغ	أمريكي
بحوث عن طبيعة القوى ما بين الذرية		
1955	فنست دو فينيو	أمريكي
اصطناع هرمون متعدد الببتيد		
1956	سيريل هنشلوود ونيكوللي سيمينوف	بريطاني-سوفياتي
بحوث عن آلية التفاعلات الكيميائية المتسلسلة		
1957	ألكسندر تود	بريطاني
أعمال عن النيوكليوتيدات وتركيب بروتينات الخلية		
1958	فريدريك سنجر	بريطاني
أعمال عن بنية الإنسولين		
1959	باروسلاف هيروفسكي	بريطاني
تطوير تقانة التحليل الاستقطابي		
1960	ويلر ليببي	أمريكي
تطوير تقانة التأريخ بالكربون المشع		
1961	ملفن كالفن	أمريكي

سنة المنح	الفائز	جنسيته
1901	جاكوب هنريسيون فانت هوف	هولندي
دراسة قوانين التحريك الكيميائي وضغط التحال		
1902	إميل فيشر	ألماني
الاصطناع العضوي وبخاصة للسكريات ومجموعات البورين		
1903	سفانت أرهينيوس	سويدي
تطوير نظرية التحليل الكهربي للتفكك الأيوني		
1904	ويليام رامسي	بريطاني
اكتشاف العناصر النادرة: الهليوم والكريبتون والنيون والكلزيتون		
1905	آدولف فون باير	ألماني
تطوير الأصبغة بما فيها النيلة ودراسة المركبات العطرية		
دراسة عملية الاصطناع الضوئي		
1962	جون كندرو وماكس بيروتر	بريطانيان
دراسات عن بنية البروتينات الطروية		
1963	كارل زيغلر وجيوليوناتا	ألماني غربي-إيطالي
دراسة المتأثرات وتفاعلات التماثر		
1964	دوروثي هودكن	بريطانية
التحليل بالأشعة السينية للجزيئات العضوية الكبيرة		
1965	روبرت وودوارد	أمريكي
اصطناع مركبات عضوية ضخمة بما فيها اليخضور		
1966	روبرت موليكين	أمريكي
أعمال عن الرابطة الكيميائية والبنية الإلكترونية للجزيئات		
1967	رونالد نوريش وجورج بورتر ومانفرد إيجن	بريطانيان وألماني غربي
دراسات وقياسات التفاعلات السريعة جدا		
1968	لارس أونزاجر	أمريكي
اكتشاف الترموديناميك غير المتوازن		
1969	ديرك بارتن وأد هاسل	بريطاني-نرويجي
دراسة عن تأثير الكيمياء الفراغية على سرعة التفاعل		
1970	لويس لولوار	فرنسي-أرجنتيني

سنة المنح	الفائز	جنسيته
1901	جاكوب هنريسيون فانت هوف	هولندي
دراسة قوانين التحريك الكيميائي وضغط التحال		
1902	إميل فيشر	ألماني
الاصطناع العضوي وبخاصة للسكريات ومجموعات البورين		
1903	سفانت أرهينيوس	سويدي
تطوير نظرية التحليل الكهربائي للتفكك الأيوني		
1904	ويليام رامسي	بريطاني
اكتشاف العناصر النادرة: الهليوم والكريبتون والنيون والكريبتون		
1905	آدولف فون باير	ألماني
تطوير الأصبغة بما فيها النيلة ودراسة المركبات العطرية		
دراسة عن المواد الكيميائية الحيوية المخزنة للطاقة		
1971	جرهارد هريزغ	كندي
دراسة عن الجذور الحرة		
1972	كريستيان أنفيسن وستانفرد مور وويليام ستاين	أمريكيون
مساهمة في دراسة كيمياء الأنزيمات		
1973	إرنست فيشر وجيوفري ويلكينسون	ألماني غربي-بريطاني
دراسة كيمياء المركبات المعدنية العضوية		
1974	بول فلوري	أمريكي
تطوير طريقة تحليلية لدراسة الجزيئات ذات السلاسل الطويلة		
1975	جون كورن فورث وفلاديمير برلغ	بريطاني/أسترالي تشيكوسلوفاكي
مساهمة في دراسة الكيمياء الفراغية		
1976	ويليم ليبسكومب	أمريكي
دراسة كيمياء البورانات		
1977	إيليا بريغوجين	بلجيكي
مساهمة في دراسة الترموديناميك غير المتوازن		
1978	بيتر ميتشل	بريطاني
دراسة انتقال الطاقة في الخلية		
1979	هربرت براون وجورج ويتنج	أمريكي-ألماني غربي

سنة المنح	الفائز	جنسيته
1901	جاكوب هنريسيون فانت هوف	هولندي
دراسة قوانين التحريك الكيميائي وضغط التحال		
1902	إميل فيشر	ألماني
الاصطناع العضوي وبخاصة للسكريات ومجموعات البورين		
1903	سفانت أرهينيوس	سويدي
تطوير نظرية التحليل الكهربائي للتفكك الأيوني		
1904	ويليام رامسي	بريطاني
اكتشاف العناصر النادرة: الهليوم والكريبتون والنيون والكلزيتون		
1905	آدولف فون باير	ألماني
تطوير الأصبغة بما فيها النيلة ودراسة المركبات العطرية		
تحضير مركبات البور العضوية المفيدة في الاصطناع		
1980	فريدريك سانجر وبول بزرغ ووالتر جيلبرت	أمريكيون
طرق تعيين البنية التفصيلية للدنا ووظيفته		
1981	كينشي موكي ورولدسهوفمان	ياباني-أمريكي
تطبيق مفاهيم الميكانيك الكوانتي للتنبؤ بسير التفاعلات الكيميائية		
1982	آرون كلوغ	جنوب إفريقي/بريطاني
تطوير الدراسة البلورية بالمجهر الإلكتروني وتحليل بنية معقدات الحمض النووي-البروتين		
1983	هنري توب	كندي/أمريكي
دراسة عن انتقال الإلكترونات بين الفلزات في التفاعلات الكيميائية		
1984	بروس مريفيلد	أمريكي
تطوير طرق مؤتمتة لتجميع الببتيدات واصطناع البروتينات		
1985	هربرت هتمان و جيروم كارل	أمريكيان
تطوير طريقة لتعيين بنى الجزيئات الكيميائية الحيوية بانعراج الأشعة السينية		
1986	ددلي هرشباخ ويوان لي وجون بولاني	أمريكي-صيني- أمريكي/كندي
دراسة عن ديناميكية التفاعل		
1987	دونالد لرام وشارل بدرس وجون ماري لن	أمريكي-نرويجي/

سنة المنح	الفائز	جنسيته
1901	جاكوب هنريسيون فانت هوف	هولندي
دراسة قوانين التحريك الكيميائي وضغط التحال		
1902	إميل فيشر	ألماني
الاصطناع العضوي وبخاصة للسكريات ومجموعات البورين		
1903	سفانت أرهينيوس	سويدي
تطوير نظرية التحليل الكهربي للتحكك الأيوني		
1904	ويليام رامسي	بريطاني
اكتشاف العناصر النادرة: الهليوم والكريبتون والنيون والكلزيتون		
1905	آدولف فون باير	ألماني
تطوير الأصبغة بما فيها النيلة ودراسة المركبات العطرية		
		أمريكي-فرنسي
دراسة عن الجزيئات الاصطناعية التي تستطيع تقليد التفاعلات الكيميائية لعمليات الحياة		
1988	جوهان ديزنهوفر وروبرت هوبر وهرتموث ميتشل	ألمانيون غربيون
بحوث في الاصطناع الضوئي		
1989	سيدني ألتين و توماس سبك	أمريكيان
اكتشاف الفعل الواسطي للربنا في التفاعلات الخلوية		
1990	الياس كوري	أمريكي
تقانات النسخ الاصطناعي لمواد طبيعية ولاستخدامها كعقاقير		
1991	ريتشارد إرنست	سويسري
استخدام تقانات الرنين النووي المغنطيسي (NMR) في تحليل المواد الكيميائية		
1992	رودلف ماركوس	كندي
التنبؤ بالتفاعلات المتبادلة ما بين الجزيئات في المحاليل		
1993	كارلي موليس و ميتشل سميث	أمريكي-بريطاني
دراسة عن التفاعلات المتسلسلة التي يسببها أنزيم البوليمراز والطفرات النوكلوتيدية		
1994	جورج أولاه	هنغاري/أمريكي
دراسات عن كيمياء (carbocation) الفائقة الحموضة		

سنة المنح	الفائز	جنسيته
1901	جاكوب هنريسيون فانت هوف	هولندي
دراسة قوانين التحريك الكيميائي وضغط التحال		
1902	إميل فيشر	ألماني
الاصطناع العضوي وبخاصة للسكريات ومجموعات البورين		
1903	سفانت أرهينيوس	سويدي
تطوير نظرية التحليل الكهربائي للتفكك الأيوني		
1904	ويليام رامسي	بريطاني
اكتشاف العناصر النادرة: الهليوم والكريبتون والنيون والكريبتون		
1905	آدولف فون باير	ألماني
تطوير الأصبغة بما فيها النيلة ودراسة المركبات العطرية		
1995	بول كروثزن وماريو مولينا وشروود راولاند	هولندي-مكسيكي - أمريكي
دراسة التفاعلات الكيميائية في طبقة الأوزون		
1996	روبرت كزل والسير هارولد كروتو وريتشارد سميثلي	أمري-بريطاني-أمريكي كي
لاكتشافهم الفوليرينات		
1997	بول بوير وجون والكر وجنس سكو	أمريكي-بريطاني - دانماركي
لمساهماتهم في إيضاح الآلية الأنزيمية التي تحكم اصطناع ثلاثي فسفات الأدينوزين ATP		
1998	والتركون وجون بويل	أمريكيان
لتطوير أولهما نظرية وظيفية الكثافة، وتطوير الثاني طرقًا حاسوبية في الكيمياء الكوانتية		
1999	أحمد زويل	مصري
لعمله في مجال الفموتو ثمانية ووضع مبادئ كيمياء الفموتو		
2000	ألان هيجر وألان ماك وهيديكي شيراكاوا	أمريكيان/ياباني
اكتشاف وتطوير البوليميرات الناقلة		

المراجع

1 - المراجع العربية

أ - الكتب

1 - الكتاب المرجع في الكيمياء بالوطن العربي

- الجزء الأول: الذرات والجزيئات

د. نعمان سعد الدين النعيمي

د. غازي عبد الوهاب درويش

د. فؤاد قنبور

جامعة بغداد - بغداد - الجمهورية العراقية

- الجزء الثاني : التفاعلات الكيميائية

د. محمد عبد العزيز الحجاجي

د. ابراهيم الزامل الزامل

د. سليمان حمّاد الخويطر

جامعة الملك سعود - الرياض - المملكة العربية السعودية

- الجزء الثالث: حالات المادة وتحولاتها

د. صلاح يحيائي

د. موفق شخا شبيرو

د. هيام بير قدار

جامعة دمشق - دمشق - الجمهورية العربية السورية

- الجزء الرابع: كيمياء العناصر

د. الهادي زروق

د. المولدي عبد الكافي

د. قاسم أم الزين

جامعة تونس المنار - تونس - الجمهورية التونسية

المنظمة العربية للتربية والثقافة والعلوم 1988 - تونس

2 - الكيمياء اللاعضوية الأجزاء (1)، (2)، (3)

د. نعمان سعد الدين النعيمي ومجموعة من الأساتذة

مطبعة كلية العلوم - جامعة بغداد 1980 - بغداد - العراق

3 - مدخل إلى الكيمياء اللاعضوية

تأليف: ك. لوت و س. ف. بيل

ترجمة: د. نعمان سعد الدين النعيمي و د. عبد الرزاق القروغلي

4 - الكيمياء اللاعضوية:

د. محمد عبد المعطي

منشورات جامعة حلب 1982 - حلب - الجمهورية العربية السورية

5 - الكيمياء العامة (1)

د. عبد المجيد شيخ حسين د. محمد شهير هاشم

دار الطباعة الحديثة 1982 - دمشق - الجمهورية العربية السورية

6 - الكيمياء العامة (1)

د. انصراح الخيمي د. فؤاد الصالح د. محمد علي المنجد

مطبعة المدينة 1984 - دمشق - الجمهورية العربية السورية

7 - الكيمياء العامة (1) - المدخل إلى الكيمياء البنيوية -

د. رياض حجازي

منشورات جامعة حلب 1985 - حلب - الجمهورية العربية السورية

8 - الكيمياء اللاعضوية - الأسس النظرية -

د. رياض حجازي

منشورات جامعة حلب 1989 - حلب - الجمهورية العربية السورية

9 - الكيمياء العامة في سؤال وجواب

تأليف الدكتور عبد الحليم منصور

المركز العربي للتعريب والترجمة والتأليف والنشر 2000

دمشق - الجمهورية العربية السورية

10 - الكيمياء العامة (بنية المادة) جزآن

تأليف: حسن بوزيان - الطبعة الثانية 2010

ديوان المطبوعات الجامعية - الساحة المركزية - بن عكنون - الجزائر - الجمهورية الجزائرية

11 - الكيمياء العامة

د. إبراهيم صادق الخطيب د. مصطفى زكي اعبيد

دار المسيرة للنشر والتوزيع 2000 - عمان - الأردن

12 - أسس الكيمياء العامة وغير العضوية

د. أحمد مدحت إسلام د. مصطفى محمود عمارة
دار الفكر العربي 2000 - مدينة نصر - القاهرة - مصر

13 - الكيمياء اللاعضوية (2)

د. محمد علي المنجد د. عبد المجيد البلخي
المطبعة التعاونية 1988 - دمشق - الجمهورية العربية السورية

14 - الكيمياء اللاعضوية (2)

د. هيام بير قدار د. محمد علي المنجد
المطبعة الجديدة 1984 - دمشق - الجمهورية العربية السورية

15 - الكيمياء اللاعضوية (2)

د. رياض حجازي د. محمد نصوح علانيا
منشورات جامعة حلب 1992 - حلب - الجمهورية العربية السورية

16 - الكيمياء اللاعضوية (3) كيمياء المعادن الانتقالية

د. أحمد الحاج سعيد د. هيام بير قدار
المطبعة الجديدة 1986 - دمشق - الجمهورية العربية السورية

17 - الكيمياء اللاعضوية (3) كيمياء المعادن الانتقالية

د. رياض حجازي د. محمد نصوح علانيا
منشورات جامعة حلب 1998 - حلب - الجمهورية العربية السورية

18 - كيمياء العناصر الانتقالية

د. محمد عبد الفتاح علي د. عائض بن سعد الشهري
د. محمد علي خليفة الصالح

دار النشر العلمي 2001 - جامعة الملك سعود
الرياض - المملكة العربية السعودية

19 - جولة في عالم الفلزات النادرة

تأليف: س. فينيتسكي
ترجمة: د. عيسى مسّوح
دار مير 1987 - موسكو - روسيا الاتحادية

20 - عالم الفلزات

تأليف: محمد غالب سعيد

ديوان المطبوعات الجامعية - الساحة المركزية

بن عكنون - الجزائر - الجمهورية الجزائرية

ب - مذكرات التخرج والمجلات

1 - أسماء العناصر ورموزها في علم الكيمياء

مذكرة لنيل شهادة أستاذ التعليم الثانوي

إعداد آمال عمارة إشراف د. بوبكر ناجمي

دفعة جوان 2004 - المدرسة العليا للأساتذة - القبة - الجزائر

2 - دراسة مفصلة لعناصر الجدول الدوري $Z \leq 50$

مذكرة لنيل شهادة أستاذ التعليم الثانوي

إعداد سعاد تنبيرت ووهيبة حكوم إشراف حسن بوزيان

دفعة جوان 2012 - المدرسة العليا للأساتذة - القبة - الجزائر

3 - مجلة العلوم

مجلة أمريكية شهرية مترجمة إلى أكثر من عشر لغات

النسخة العربية تصدر عن مؤسسة الكويت للتقدم العلمي

عنوان المقالة: "تشأة الجدول الدوري وتطوره"

إعداد الأستاذ: Eric R. Scerri أستاذ الكيمياء بجامعة بيردو

الولايات المتحدة الأمريكية - العدد الخامس - ماي 1999

4 - مجلة عالم الذرة

مجلة علمية دورية تصدر ست مرات في السنة

هيئة الطاقة الذرية السورية

كفر سوسة - دمشق - الجمهورية العربية السورية

ج - مواقع الانترنت

1 - ويكيبيديا: الموسوعة العربية الحرة

2 - جدول التصنيف الدوري للعناصر - إعداد الأخضر معتوق

المعهد الوطني لتكوين إطارات التربية - الحراش - الجزائر <http://www.infpe.edu.dz>

Periodic Table of Elements

IA																		0																																																																																																																																																																																																																																																																																																
1	H																	He																																																																																																																																																																																																																																																																																																
3	Li																	Be																																																																																																																																																																																																																																																																																																
11	Na																	Mg																	Al																	Si																	P																	S																	Cl																	Ar																																																																																																																																																																																										
19	K																	Ca																	Sc																	Ti																	Y																	Cr																	Mn																	Fe																	Co																	Ni																	Cu																	Zn																	Ga																	Ge																	As																	Se																	Br																	Kr																
37	Rb																	Sr																	Y																	Zr																	Nb																	Mo																	Tc																	Ru																	Rh																	Pd																	Ag																	Cd																	In																	Sn																	Sb																	Te																	I																	Xe																
55	Cs																	Ba																	La*																	Hf																	Ta																	W																	Re																	Os																	Ir																	Pt																	Au																	Hg																	Tl																	Pb																	Bi																	Po																	At																	Rn																
87	Fr																	Ra																	Ac*																	Rf																	Ha																	106																	107																	108																	109																	110																																																																																																																																																								

*Lanthinide Series

58

Ce

59

Pr

60

Nd

61

Pm

62

Sm

63

Eu

64

Gd

65

Tb

66

Dy

67

Ho

68

Er

69

Tm

70

Yb

Lu

Lu

*Actinide Series

90

Th

91

Pa

92

U

93

Np

94

Pu

95

Am

96

Cm

97

Bk

98

Cf

99

Es

100

Fm

101

Md

102

No

103

Lr

The Elements and Isotopes

File Display Other Options Help

Select Element: Data Displayed: Atomic Weight

IA IIA IIIB IVB VB VIB VIIB VIIIB VIIIIB VIIIIB IXB XIB XIIB XIIA XIIB XIVA XIIB XVI A XVII A XVIII A

1 H 1.0079 2 He 4.0026

3 Li 6.941 4 Be 9.0121 10 Ne 20.179

11 Na 22.989 12 Mg 24.305 18 Ar 39.948

19 K 39.098 20 Ca 40.078 21 Sc 44.955 36 Kr 83.8

37 Rb 85.467 38 Sr 87.62 39 Y 88.905 54 Xe 131.29

55 Cs 132.90 56 Ba 137.32 57 La 138.90 86 Rn 222

87 Fr 223 88 Ra 226 89 Ac 227 118 Uuo

Series Legend

- Alkali Metals
- Alkaline Earth Metals
- Metals
- Noble Gases
- Transition Metals
- Transactinides
- Actinides
- Lanthanides
- Non-Metals
- Halogens
- Metalloids

22 Ti 47.88 23 V 50.94 24 Cr 51.996 25 Mn 54.938 26 Fe 55.845 27 Co 58.933 28 Ni 58.693 29 Cu 63.546 30 Zn 65.39 31 Ga 69.723 32 Ge 72.64 33 As 74.921 34 Se 78.96 35 Br 79.904 36 Kr 83.8

40 Zr 91.224 41 Nb 92.906 42 Mo 95.94 43 Tc 98 44 Ru 101.07 45 Rh 102.90 46 Pd 106.42 47 Ag 107.86 48 Cd 112.41 49 In 114.81 50 Sn 118.71 51 Sb 121.76 52 Te 127.6 53 I 126.90 54 Xe 131.29

72 Hf 178.49 73 Ta 180.94 74 W 183.84 75 Re 186.20 76 Os 190.23 77 Ir 192.22 78 Pt 195.07 79 Au 196.96 80 Hg 200.59 81 Tl 204.38 82 Pb 207.2 83 Bi 208.98 84 Po 209 85 At 210 86 Rn 222

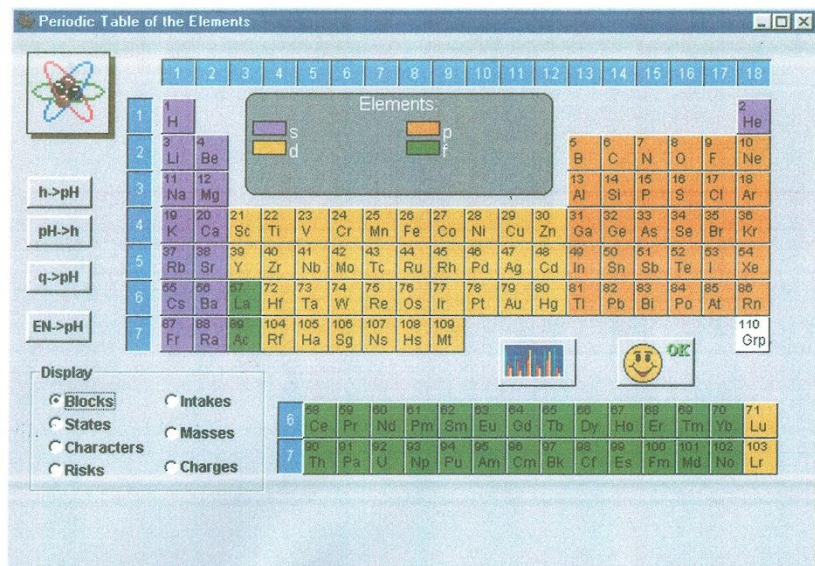
104 Rf 261 105 Db 262 106 Sg 263 107 Bh 264 108 Hs 265 109 Mt 266 110 Uun 271 111 Uuq 277 112 Uub 289 113 Uuh 289 114 Uuq 289 115 Uuh 289 116 Uuh 289 117 Uuh 289 118 Uuo

58 Ce 140.11 59 Pr 140.90 60 Nd 144.24 61 Pm 145 62 Sm 150.36 63 Eu 151.96 64 Gd 157.25 65 Tb 158.92 66 Dy 162.5 67 Ho 164.93 68 Er 167.25 69 Tm 168.93 70 Yb 173.04 71 Lu 174.96

90 Th 232.03 91 Pa 231.03 92 U 238.02 93 Np 237 94 Pu 244 95 Am 243 96 Cm 247 97 Bk 247 98 Cf 251 99 Es 252 100 Fm 257 101 Md 258 102 No 259 103 Lr 260

Lanthanide

Actinide



1 H Atomique Sym	2 He																			273	2 He
3 Li	4 Be																				10 Ne
11 Na	12 Mg																				18 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr				36 Kr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe				54 Xe
55 Cs	56 Ba	57-71 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn				86 Rn
87 Fr	88 Ra	89-103 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Nh	114 Fl	115 Uup	116 Lv	117 Uus	118 Uuq				118 Uuq

[illegible]

1A		2A										3A										4A										5A										6A										7A										8A																																																																																																													
1		2										3										4										5										6										7										8																																																																																																													
H		He										Li										Be										B										C										N										O										F										Ne																																																																																									
1.00794 hydrogène		4.002602 hélium										6.941 lithium										9.012182 beryllium										10.811 bor										12.011 carbone										14.00644 azote										15.999 oxygène										18.9984032 fluor										20.1797 néon																																																																																									
3		4										5										6										7										8										9										10										11										12																																																																																									
Li		Be										B										C										N										O										F										Ne										Na										Mg										Al										Si										P										S										Cl										Ar																													
6.941 lithium		9.012182 beryllium										10.811 bor										12.011 carbone										14.00644 azote										15.999 oxygène										18.9984032 fluor										20.1797 néon										22.98976928 sodium										24.304094 magnésium										26.9815385 aluminium										28.0855836 silicium										30.973761998 phosphore										32.06 soufre										35.453 chlore										39.948 argon																													
19		20										21										22										23										24										25										26										27										28										29										30																																																																					
K		Ca										Sc										Ti										V										Cr										Mn										Fe										Co										Ni										Cu										Zn										Ga										Ge										As										Se										Br										Kr									
39.0983 potassium		40.078 calcium										44.9559 scandium										47.867 titanium										50.9415 vanadium										51.9961 chrome										54.938044 manganèse										55.845 fer										58.933194 cobalt										58.6934 nickel										63.546 cuivre										65.38 zinc										69.723 gallium										72.64 germanium										74.9216 arsenic										78.96 sélénium										79.904 brome										83.798 krypton									
37		38										39										40										41										42										43										44										45										46										47										48										49										50																																																	
Rb		Sr										Y										Zr										Nb										Mo										Tc										Ru										Rh										Pd										Ag										Cd										In										Sn										Sb										Te										I										Xe									
85.4678 rubidium		87.62 strontium										88.90584 yttrium										91.224 zirconium										92.90638 niobium										95.94 molybdène										98.90625 technetium										101.07 ruthénium										102.9055 rhodium										106.42 paladium										107.8682 argent										112.411 cadmium										114.818 indium										118.710 étain										121.757 antimoine										127.60 tellure										126.905 iode										131.29 xénon									
55		56										57										58										59										60										61										62										63										64										65										66										67										68																																																	
Cs		Ba										La										Ce										Pr										Nd										Pm										Sm										Eu										Gd										Tb										Dy										Ho										Er										Tm										Yb										Lu																			
132.90545 césium		137.327 barium										138.90471 lanthane										140.12 cerium										140.90768 praseodyme										144.24 néodyme										150.36 prométhée										151.964 europée										157.25 gadolinium										158.92517 terbium										162.50 dysprosium										164.93032 holmium										167.259 erbium										168.93401 thulium										173.0547 ytterbium										174.967 lutétium																													
87		88										89										90										91										92										93										94										95										96										97										98										99										100																																																	
Fr		Ra										Ac										Th										Pa										U										Np										Pu										Am										Cm										Bk										Cf										Es										Fm										Md										No										Lr																			
[223] francium		[226] radium										[227] actinium										[232] thorium										[231] protactinium										[238] uranium										[237] neptunium										[244] plutonium										[247] américium										[250] curium										[254] berkélium										[259] californium										[262] einsteinium										[267] fermium										[271] mendelevium										[274] nobélium										[277] tennessine										[286] oganesson									

Adapté de http://www.nrc-cnrc.gc.ca/education/pdf/pte_f.pdf

